

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ТЕРНОПІЛЬСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ ІМЕНІ ІВАНА
ПУЛЮЯ**

**Кафедра харчової
біотехнології і хімії**

**МЕТОДИЧНИЙ ПОСІБНИК
до виконання практичних робіт з курсу «Хімія»
для студентів денної та заочної форми навчання напряму
«Зварювання».**

Тернопіль – 2016

Методичні вказівки до виконання практичних робіт з курсу «Хімія» для студентів денної та заочної форми навчання напрямку «Зварювання».

Укладачі: асистент Лісовська Т.О..

ст. викл. Кушнірук Н.В.

Рецензенти: проф.. Юкало В.Г.

Відповідальний за випуск: ст. викл. Кушнірук Н.В.

Розглянуто й затверджено на засіданні кафедри харчової біотехнології та хімії

Протокол № _____ від “ ____ ” _____ 2016р.

Схвалено й рекомендовано до друку науково-методичною радою факультету машинобудування і харчових виробництв Тернопільського національного технічного університету імені Івана Пулюя

Протокол № _____ від “ ____ ” _____ 2016р.

Без знання основ хімії неможливе успішне вивчення технічних і технологічних дисциплін.

Метою курсу є оволодіння студентами знань, необхідних їм для розуміння хімічних та технологічних явищ, які лежать в основі перетворень процесів зварювання. В методичних вказівках викладено приклади розв'язування типових завдань з найважливіших понять та законів хімії як науки, пояснено зв'язок будови атомів з властивостями утворених хімічних сполук, розглянуті типові задачі приготування розчинів та їх властивостей. Велику увагу приділено окисно-відновним реакціям, що відбуваються в електрохімічних процесах, наведені термодинамічні та термохімічні розрахунки хімічних реакцій, приклади впливу різноманітних факторів на кінетику хімічних процесів. Розглянуті теми, що не включені в план лабораторних робіт: легкі та кольорові конструкційні метали., поняття про низькомолекулярні органічні сполуки.

Теми практичних занять.

№ п/п	Назва теми	Кількість годин
1.	Розв'язування задач на основні закони та поняття хімії.	2
2.	Використання періодичної системи для характеристики неорганічних речовин на основі будови атомів хімеlementів.	2
3.	Розв'язування задач на властивості розчинів електролітів та неелектролітів і їх концентрацію.	2
4.	Розрахунки термохімічних та термодинамічних величин хімічних реакцій.	2
5.	Розрахунки швидкостей реакцій, констант рівноваги. Випадки зміщення рівноваги в обернених реакціях.	2
6.	Окисно-відновні процеси в джерелах постійного струму. Розв'язування електрохімічних задач	2
7.	Легкі конструкційні метали.	2
8.	Кольорові конструкційні метали.	2
9.	Поняття про низькомолекулярні органічні сполуки.	2
Всього		18

Практичне заняття №1.

Тема: «Розв'язування задач на основні закони та поняття хімії.»

Приклади розв'язування типових задач.

Приклад 1. Встановити формулу газу, який складається з двохатомних гомоядерних молекул, а його відносна густина за гелієм дорівнює 7.

Розв'язок. Гомоядерний – це газ, молекули якого складається з атомів одного елемента.

Для зручності позначимо формулу газу через X_2 , а його відносну густина за гелієм – $d_{\text{He}}(X_2) = 7$. Тоді відносна молекулярна маса дорівнює:

$$Mr(X_2) = d_{\text{He}}(X_2) \cdot Mr(\text{He}) = 7 \cdot 4 = 28.$$

Газ є гомоядерним і двохатомним, тому молекула цього газу складається з двох однакових атомів, а відносна атомна маса складає:

$$Ar(X) = Mr(X_2) / 2 = 28 / 2 = 14 \text{ а.о.м.}$$

За таблицею Менделєєва знаходимо елемент, для якого $Ar = 14$. Це нітроген N, а знайдений газ – азот N_2 .

Приклад 2. Об'єм газу H_2S , виміряний при температурі 17°C та тиску 98,64 кПа, становить 1,8 л. Розрахуйте густина H_2S за н.у. і за вказаних умов.

Розв'язок.

Задачі такого типу зручніше розв'язувати за рівнянням Менделєєва-Клапейрона.

Оскільки ми обираємо величину універсальної газової сталої $R = 8,314 \text{ Дж/моль}\cdot\text{K}$, то слід попередньо перевести й усі вихідні дані у міжнародні одиниці вимірювання СІ.

Маємо:

Температура: $T = 17 + 273 = 290\text{K}$,

Тиск $P = 98,64 \text{ кПа} = 98640 \text{ Па}$,

Об'єм $V = 1,8 \text{ л} = 1,8 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$.

При цьому шукана маса газу H_2S буде виражатися у кг.

Перетворимо рівняння Менделєєва-Клапейрона:

$$P \cdot V = \frac{m}{M} R \cdot T, \quad \text{звідки} \quad m = \frac{M \cdot P \cdot V}{R \cdot T}$$

Маса газу сірководню:

$$m(\text{H}_2\text{S}) = \frac{98640 \text{ Па} \cdot 1,8 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 \cdot 34 \cdot 10^{-3} \text{ кг}}{290 \text{ К} \cdot 8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ кг} = 2,5 \text{ г.}$$

Розраховуємо густину за н.у. $\rho(\text{H}_2\text{S})_{\text{н.у.}}$ і за вказаних умов $\rho(\text{H}_2\text{S})$:

$$\rho(\text{H}_2\text{S})_{\text{н.у.}} = \frac{M}{V_M} = \frac{34 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ л/моль}} = 1,52 \text{ г/л.}$$

$$\rho(\text{H}_2\text{S}) = \frac{m}{V} = \frac{2,5 \text{ г}}{1,8 \text{ л}} = 1,39 \text{ г/л.}$$

За іншим способом розрахунок густини H_2S можна також провести на підставі рівняння Менделєєва-Клапейрона:

$$PV = \frac{m}{M} RT \Rightarrow P = \frac{m}{V} RT \Rightarrow P = \frac{\rho RT}{M} \Rightarrow$$

$$\rho(\text{H}_2\text{S}) = \frac{PM}{RT} = \frac{98640 \text{ Па} \cdot 34 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль}}{8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К} \cdot 290 \text{ К}} = 1,39 \text{ кг/м}^3.$$

Приклад 3. Визначіть масу трьох молей магній гідроксиду.

Д а н о:

$$\nu(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 3 \text{ моль}$$

В и з н а ч и т и:

$$m(\text{Mg}(\text{OH})_2) - ?$$

Р о з в' я з о к:

Використовуючи формулу для визначення кількості речовини $\nu = \frac{m}{M}$;

Визначаємо масу магній гідроксиду: $m = \nu \cdot M$

$$M(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 58 \text{ г/моль}$$

$$m = 3 \text{ моль} \cdot 58 \text{ г/моль} = 174 \text{ г.}$$

В і д п о в і д ь: $m(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 174 \text{ г.}$

Приклад 4. Скільки молей міститься в 14 кг КОН?

Д а н о:

$$m(\text{KOH}) = 14 \text{ кг}$$

В и з н а ч и т и: $\nu(\text{KOH})$ – ?

Р о з в' я з о к:

Використовуючи формулу для визначення кількості речовини

$$\nu = \frac{m}{M};$$

$$M(\text{KOH}) = 56 \text{ г/моль}$$

$$\text{визначаємо кількість молей калій гідроксиду: } \nu = \frac{14000 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 250 \text{ моль.}$$

В і д п о в і д ь: $\nu(\text{KOH}) = 250 \text{ моль.}$

Приклад 5. Розрахуйте масу одного атома магнію в грамах.

Д а н о:

$$N(\text{Mg}) = 1$$

Молярна маса магнію:

$$M(\text{Mg}) = 24 \text{ г/моль.}$$

В и з н а ч и т и: $m_0(\text{Mg})$ – ?

Р о з в' я з о к:

Використовуючи формули

$$\nu = \frac{m}{M}; \quad \nu = \frac{N}{N_A};$$

запишемо:

$$m = \nu \cdot M = \frac{N \cdot M}{N_A}.$$

Оскільки $N = 1$, то маса 1 атома визначається за формулою $m_0 = \frac{M}{N_A}$

Звідси

$$m_0(\text{Mg}) = \frac{24 \text{ г/моль}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} \approx 4 \cdot 10^{-23} \text{ г.}$$

В і д п о в і д ь: $m_0(\text{Mg}) \approx 4 \cdot 10^{-23} \text{ г.}$

Приклад 6. Обчислимо молекулярну масу ацетону (диметилкетону), якщо маса 500 мл його парів за температури 87 оС і тиску 96 кПа дорівнює 0,93 г:

Д а н о:

$$V = 500 \text{ мл} = 0,5 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3;$$

$$T = (273 + 87) \text{ К};$$

$$P = 96 \text{ кПа} = 96 \cdot 10^3 \text{ Па};$$

$$m = 0,93 \text{ г.}$$

В и з н а ч и т и:

М ацетону – ?

Р о з в' я з о к:

Використовуючи формулу рівняння Менделєєва–Клапейрона

$$PV = \frac{m}{M} RT. \quad M = \frac{0,93 \text{ г} \cdot 8,31 \text{ Дж / (моль} \cdot \text{К)} \cdot (273 + 87) \text{ К}}{96 \cdot 10^3 \text{ Па} \cdot 0,5 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3} = 58 \text{ г/моль}.$$

Молярна маса ацетону дорівнює 58 г/моль,

отже, його відносна молекулярна маса становить 58 а.о.м.

В і д п о в і д ь: М ацетону = 58 а.о.м.

Приклад 7. При згорянні 2,5 г алюмінію утворюється 4,72 г його оксиду.

Обчислити еквівалент алюмінію.

Д а н о:

$$m(\text{Al}) = 2,5 \text{ г}$$

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 4,72 \text{ г}$$

В и з н а ч и т и:

Е(Al) – ?

Р о з в' я з о к:

За умовою в 4,72 г оксиду алюмінію міститься 2,5 г алюмінію. Тому:

$$m(\text{O}) = 4,72 \text{ г} - 2,5 \text{ г} = 2,22 \text{ г}$$

Обчислюємо еквівалент алюмінію, використовуючи закон еквівалентів:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{E_1}{E_2}, \text{ звідки } \frac{m(\text{Al})}{m(\text{O})} = \frac{E(\text{Al})}{E(\text{O})}.$$

Враховуючи, що $E(\text{O}) = 8$, одержимо:

$$E(\text{Al}) \frac{2,5 \cdot 8}{2,22} = 9.$$

В і д п о в і д ь: $E(\text{Al}) = 9$.

Приклад 8. Виразити масу молекули води в грамах.

Р о з в' я з о к:

Молярна маса води дорівнює 18 г/моль. Відомо, що один моль будь якої речовини містить $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул. Тоді маса однієї молекули води буде дорівнювати:

$$m(\text{молекули}) = M(\text{H}_2\text{O}) / 6,02 \cdot 10^{23} = 18 / 6,02 \cdot 10^{23} = 2,99 \cdot 10^{-23} \text{ г}.$$

В і д п о в і д ь: $m(\text{молекули}) = 2,99 \cdot 10^{-23} \text{ г}.$

Приклад 9. Визначіть молярні маси еквівалентів сульфатної кислоти, алюміній гідроксиду і алюміній сульфату.

<p><i>Д а н о:</i></p> <p>H_2SO_4</p> <p>$\text{Al}(\text{OH})_3$</p> <p>$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$</p>	<p><i>Р о з в' я з о к:</i></p> <p>Використовуючи формулу</p> $E_{\text{кислоти}} = \frac{M_{\text{кислоти}}}{\text{основність кислоти}};$ <p>обчислюємо: $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}.$</p> <p>Еквівалентна маса сульфатної кислоти становить</p>
<p><i>В и з н а ч и т и:</i></p> <p>$E(\text{H}_2\text{SO}_4) - ?$</p>	

$E(\text{Al}(\text{OH})_3) - ?$ $E(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) - ?$	
$E(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98/2 = 49 \text{ г/моль-екв.}$ Використовуючи формулу $E_{\text{осн.}} = \frac{M_{\text{основи}}}{\text{кислотність основи}}$ обчислюємо: $M(\text{Al}(\text{OH})_3) = 78 \text{ г/моль.}$ $E(\text{Al}(\text{OH})_3) = 78/3 = 26 \text{ г/моль-екв.}$ Для обчислення еквівалентної маси алюміній сульфату використовуємо формулу $E_{\text{соли}} = \frac{M_{\text{соли}}}{n \cdot B}$; Обчислюємо: $M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 342 \text{ г/моль.}$ $E(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 342/2 \cdot 3 = 57 \text{ г/моль-екв.}$	
В і д н о в і д ь: $E(\text{H}_2\text{SO}_4) = 49 \text{ г/моль-екв,}$ $E(\text{Al}(\text{OH})_3) = 26 \text{ г/моль-екв,}$ $E(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 57 \text{ г/моль-екв.}$	

Приклад 10. Скільки моль міститься в $0,56 \text{ м}^3$ хлору за н.у.?

Д а н о: $V(\text{Cl}_2) = 0,56 \text{ м}^3$ н.у.	Р о з в' я з о к: Кількість речовини визначаємо за формулою $\nu = \frac{V}{V_m}$
В и з н а ч и т и: $\nu(\text{Cl}_2) - ?$	Так як мольний об'єм газу звичайно
виражають в $\text{дм}^3/\text{моль}$, то об'єм переводять в дм^3 . $0,56 \text{ м}^3 = 560 \text{ дм}^3$ Тоді $\nu = \frac{560}{22,4} = 25 \text{ моль.}$	
В і д н о в і д ь: $\nu(\text{Cl}_2) = 25 \text{ моль.}$	

Приклад 11. Скільки молекул міститься в 56 м^3 кисню за н.у.?

<p><i>Д а н о:</i></p> <p>$V(\text{O}_2) = 56 \text{ м}^3$</p> <p>н.у.</p>	<p><i>Р о з в' я з о к:</i></p> <p>Для визначення кількості молекул скористаємося формулами:</p>
<p><i>В и з н а ч и т и:</i></p> <p>$N(\text{O}_2) - ?$</p>	$\nu = \frac{N}{N_A}; \nu = \frac{V}{V_m}$
<p>Звідси: $N = \nu \cdot N_A = \frac{V}{V_m} N_A$</p> <p>Так як мольний об'єм газу звичайно виражають в $\text{дм}^3/\text{моль}$, то об'єм переводять в дм^3.</p> <p>$56 \text{ м}^3 = 56\,000 \text{ дм}^3$</p> <p>Тоді $N = \frac{56\,000}{22,4} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,5 \cdot 10^{28}$ молекул</p>	
<p><i>В і д п о в і д ь:</i> $N(\text{O}_2) = 1,5 \cdot 10^{28}$ молекул.</p>	

Приклад 12. Який об'єм займають за н.у. $4,8 \cdot 10^{26}$ молекул азоту?

<p><i>Д а н о:</i></p> <p>$N(\text{N}_2) = 4,8 \cdot 10^{26}$</p> <p>н.у.</p>	<p><i>Р о з в' я з о к:</i></p> <p>Для визначення об'єму скористаємося формулами:</p>
<p><i>В и з н а ч и т и:</i></p> <p>$V(\text{N}_2) - ?$</p>	$\nu = \frac{V}{V_m}; \nu = \frac{N}{N_A}$
<p>Звідси $V = \nu \cdot V_m = \frac{N}{N_A} V_m$</p> <p>Тоді $V = \frac{4,8 \cdot 10^{26}}{6,02 \cdot 10^{23}} \cdot 22,4 = 17920 \text{ дм}^3 = 17,92 \text{ м}^3$</p>	
<p><i>В і д п о в і д ь:</i> $V(\text{N}_2) = 17,92 \text{ м}^3$.</p>	

Приклад 13. Який об'єм займає 7 г етену C_2H_4 за н.у.?

<i>Д а н о:</i> $m(C_2H_4) = 7$ г н.у.	<i>Р о з в' я з о к:</i> Для визначення об'єму скористаємося формулами:
<i>В и з н а ч и т и:</i> $V(C_2H_4) - ?$	$\nu = \frac{V}{V_m}; \nu = \frac{m}{M}$
Звідси $V = \nu \cdot V_m = \frac{m}{M} V_m$	
Тоді $V = \frac{7}{28} \cdot 22,4 = 5,6$ дм ³ .	
<i>В і д п о в і д ь:</i> $V(C_2H_4) = 5,6$ дм ³ .	

Приклад 14. Визначити масу 280 мл азоту за н.у.

<i>Д а н о:</i> $V(N_2) = 280$ мл н.у.	<i>Р о з в' я з о к:</i> Для визначення маси скористаємося формулами: $\nu = \frac{m}{M}; \nu = \frac{V}{V_m}$
<i>В и з н а ч и т и:</i> $m(N_2) - ?$	Звідси $m = \nu M = \frac{V}{V_m} \cdot M$
Так як мольний об'єм газу звичайно виражають в дм ³ /моль, то об'єм переводять в дм ³ . $280 \text{ мл} = 0,28 \text{ л} = 0,28 \text{ дм}^3$ Тоді $m = \frac{0,28}{22,4} \cdot 28 = 0,35$ г.	
<i>В і д п о в і д ь:</i> $m(N_2) = 0,35$ г.	

Практичне заняття №2.

Тема: «Використання періодичної системи для характеристики неорганічних речовин на основі будови атомів хімічних елементів.»

Теоретичний вступ.

1. Періодичний закон і електронна будова атомів елементів.

Між положенням елемента в Періодичній системі елементів і розподілом електронів за енергетичними рівнями в його атомі простежено певний зв'язок. Нижче перелічені головні закономірності в заповненні електронних оболонок атомів елементів.

1. Номер періоду збігається зі значенням головного квантового числа n .

2. Номер періоду відповідає кількості електронних рівнів, що заповнюються в елементів цього періоду: перший період – один рівень, другий період – два, третій – три рівні і т.д. Наприклад, ${}_1\text{H} - 1s^1$, ${}_3\text{Li} - 1s^2 2s^1$, ${}_{12}\text{Mg} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.

3. Кожен період починається із заповнення s -підрівня нового квантового рівня і закінчується заповненням p -підрівня того ж рівня.

4. У кожному великому періоді, починаючи з четвертого, з елементів третьої групи Скандію, Ітрію, Лантану й Актинію відбувається заповнення не зовнішнього енергетичного рівня, а передостаннього d -підрівня. Наприклад, ${}_{21}\text{Sc} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$.

5. В елементів родин лантанойдів та актиноїдів відбувається заповнення третього з кінця f -підрівня.

6. Атоми елементів першого–третього періодів на зовнішньому рівні містять таку кількість електронів на s - і p - орбіталях, яка відповідає номеру групи (так звані валентні електрони).

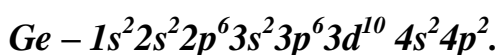
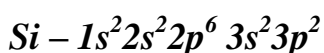
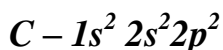
7. В атомів елементів непарних рядів великих періодів на зовнішньому рівні також міститься така кількість s - і p -електронів, яка дорівнює номеру групи.

8. Атоми елементів парних рядів великих періодів містять не більше двох електронів на зовнішньому s-підрівні. Це елементи, що мають металеві властивості.

9. Атоми інертних газів на зовнішньому рівні містять вісім електронів, два з яких розташовані на s-, а шість – на p-підрівні. Така електронна будова визначає розташування інертних газів у кінці періодів (у восьмій групі) і відповідає завершеному зовнішньому рівню (вісім електронів)...

10. В елементів головних підгруп відбувається заповнення електронами s- і p-підрівнів зовнішнього рівня, і валентними можуть бути лише ці електрони. Електронна конфігурація зовнішнього енергетичного рівня їхніх атомів змінюється від ns^1 до ns^2np^6 (для першого періоду від $1s^1$ до $1s^2$).

Наприклад, елементи шостої групи O, S, Se, Te містять на зовнішньому рівні по шість валентних електронів (ns^2np^4). Інший приклад – елементи четвертої групи мають будову зовнішнього рівня ns^2np^2 :



Отже, елементи-аналоги мають однакову електронну конфігурацію однойменних оболонок за різних значень головного квантового числа і тому виявляють подібні хімічні властивості.

11. В елементів побічних підгруп відбувається заповнення електронами передостаннього d-підрівня, і валентними можуть бути електрони як зовнішнього рівня, так і передостаннього d-підрівня. Наприклад, у атома Ванадію $3d^3 4s^2$.

12. У лантаноїдів та актиноїдів електрони заповнюють третій з кінця f-підрівень, і валентними можуть бути s-електрони зовнішнього рівня, один електрон, розміщений на d-орбіталі, та

певна кількість електронів, розміщених на f-орбіталі. Наприклад, в атома Урану $5f^3 6d^1 7s^2$.

Залежно від будови електронних оболонок атомів усі елементи періодичної системи поділяють на чотири родини: s-, p-, d- і f-елементи. До родини s-елементів належать ті, у яких відбувається заповнення електронами s-орбіталей (K, Na, Mg, Ca тощо). До p-елементів належать ті, у яких заповнюються p-орбіталі (Al, B, O, N, C, Ne тощо). Заповнення електронами передостанніх енергетичних рівнів відбувається у d- і f-елементів четвертого–шостого періодів, які також називають перехідними елементами.

Отже, у разі послідовного збільшення заряду атомних ядер періодично повторюються конфігурація електронних оболонок і, як наслідок, хімічні властивості елементів.

Фізичний зміст періодичного закону полягає в тому, що періодична зміна властивостей елементів і їхніх сполук є функцією періодично повторюваних на вищих енергетичних рівнях подібних електронних структур.

2. Найважливіші класи неорганічних сполук та їх властивості.

Оксиди – це речовини, що складаються з двох елементів, одним з яких є Оксиген зі ступенем окиснення –2.

Основними називають оксиди, яким відповідають основи. Такими можуть бути лише оксиди металів, наприклад: Na_2O , K_2O , MgO , CaO , BaO , Ag_2O , FeO

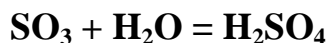
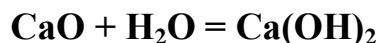
Кислотними називають оксиди, яким відповідають кислоти.

Це оксиди типових неметалів – N_2O_3 , P_2O_5 , SO_3 , SO_2 , CO_2 , а також оксиди металів з вищими ступенями окиснення (п'ять і більше) – V_2O_5 , CrO_3 , MnO_3 , Mn_2O_7 .

Амфотерними називають оксиди металів, які одночасно виявляють властивості основних і кислотних оксидів: До амфотерних оксидів належать ZnO , SnO , PbO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , PbO_2 , Fe_2O_3 та ін

Хімічні властивості оксидів.

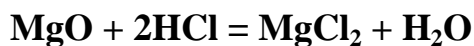
1. Деякі основні та більшість кислотних оксидів безпосередньо взаємодіють з водою, утворюючи основи або кислоти:



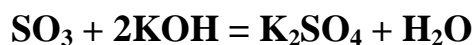
2. Кислотні й основні оксиди реагують між собою з утворенням солей:



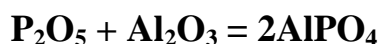
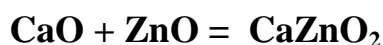
3. Основні оксиди, взаємодіючи з кислотами, утворюють солі:



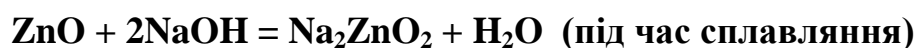
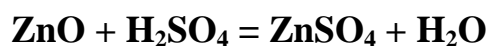
4. Кислотні оксиди утворюють солі, взаємодіючи з основами:



5. Основні та кислотні оксиди взаємодіють з амфотерними оксидами:



6. Амфотерні оксиди взаємодіють кислотами та лугами:



Сполуки, у складі яких є йони Гідрогену, здатні до заміщення на катіони металу (або металоподібну групу атомів), називають кислотами.

Назви оксигеновмісних кислот утворюють з кореня латинської назви кислотоутворювального елемента, суфіксів -ат (вищий ступінь окиснення) або -ит (іт) (нижчий ступінь окиснення), закінчення -на і слова кислота. Наприклад, H_2SO_4 – сульфатна кислота, H_2SO_3 – сульфїтна кислота.

Основами називають гідрати основних оксидів, які складаються з катіона металу та гідроксильної групи

Назва основи складається з назви металу у називному відмінку і слова гідроксид (якщо метал має змінну валентність, то її зазначають у дужках). Наприклад, KOH – калій гідроксид, Fe(OH)_2 – ферум (II) гідроксид, Fe(OH)_3 – ферум (III) гідроксид.

Солі – це продукти повного або часткового заміщення атомів Гідрогену кислоти на метал чи гідроксогруп основи на кислотний залишок.

Назви солей утворюють з назв катіона й аніона у називному відмінку (якщо потрібно, у дужках зазначають валентність металу).

Наприклад: NaCl – натрій хлорид, CaSO_4 – кальцій сульфат, CrCl_3 – хром (III) хлорид;

Зміна металічних та неметалічних властивостей хімічних елементів в групах і періодах ПС.

Радіус атома – це теоретично розрахована відстань від ядра до зовнішньої (останньої) орбіталі.

В періоді → із збільшенням порядкового номера збільшується кількість валентних електронів і заряд ядра, зменшується радіус атома, що приводить до зменшення металічних властивостей і збільшення неметалічних властивостей хімічних елементів.

В групі ↓ в головних підгрупах із зростанням порядкового номера хімічного елемента збільшується число електронних рівнів, тобто радіус атома, тобто зростає здатність віддавати е, зростають металічні властивості і зменшуються неметалічні.

В побічних підгрупах, навпаки, металічні властивості зменшуються, а неметалічні зростають за рахунок d - і f- стискання радіуса атома.

Зміна властивостей сполук в періоді та групі.

Вищі оксиди хімічних елементів одного періоду змінюють свої властивості від основних через амфотерні до кислотних.

Хімічна активність основ хімічних елементів одного періоду зменшується із зростанням порядкового номера.

Хімічна активність основ хімічних елементів однієї групи збільшується із зростанням порядкового номера хімічного елементу.

Із збільшенням порядкового номера зростають кислотні, а також відновні властивості бінарних сполук неметалів однієї групи з Гідрогеном.

Приклади розв'язування типових задач.

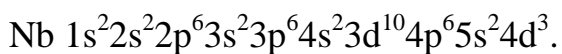
Приклад 1. Дати характеристику хімічних елементів (P, Na, Ti) та їх основних сполук за електронною формулою атомів цих елементів.

Відповідь надається у вигляді таблиці.

Елемент	Положення в ПС	Електронна формула	Будова атома	Родина	Властивості елемента	Вища валентність	Нижча валентність	Формули сполук в вищій валентності	Формули сполук в нижчій валентності
³¹ ₁₅ P	V – група головна підгрупа III період	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ валентні електрони $3s^2 3p^3$ (всього 5)	$e = 15$ (к-ть електронів) ${}^1_1p = 15$ (к-ть протонів) ${}^1_0p = 16$ (к-ть нейтронів)	p – елемент (останній електрон стає на p-підрівень)	неметал ($3s^2 3p^3$) на останньому рівні більше 4 електронів	5	3 (8-5)	P_2O_5 – кислотний оксид $P_2O_5 + H_2O \rightarrow H_3PO_4$ – фосфатна кислота $P_2O_5 + KOH \rightarrow K_3PO_4 + H_2O$ – Сіль калій фосфат	PH_3 – гідроген фосфід Ca_3P_2 – кальцій фосфід
²³ ₁₁ Na	I-група головна підгрупа III період	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ валентні електрони $3s^1$ (всього 1)	$e = 11$ (к-ть електронів) ${}^1_1p = 11$ (к-ть протонів) ${}^1_0p = 12$ (к-ть нейтронів)	s- елемент (останній електрон стає на s-підрівень)	метал ($3s^1$) на останньому рівні менше 4 електронів	1	Метали нижчої валентності не мають	Na_2O – Основний оксид $Na_2O + H_2O \rightarrow NaOH$ – основа гідроксид натрію $Na_2O + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$ – Сіль натрій хлорид	Сполук немає
⁴⁸ ₂₂ Ti	IV – група побічна підгрупа IV період	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$ валентні електрони $3d^2 4s^2$ (всього 4)	$e = 22$ (к-ть електронів) ${}^1_1p = 22$ (к-ть протонів) ${}^1_0p = 26$ (к-ть нейтронів)	d- елемент (останній електрон стає на d-підрівень)	метал ($4s^2$) на останньому рівні менше 4 електронів	4	Метали нижчої валентності не мають	TiO_2 – амфотерний оксид TiO_2 відповідають: основа $Ti(OH)_4$ гідроксид $Ti(IV)$ та титанатна кислота H_4TiO_4 $TiO_2 + HCl \rightarrow TiCl_4 + H_2O$ – сіль титан(IV) хлорид $TiO_2 + NaOH \rightarrow Na_4TiO_4 + H_2O$ – сіль натрійтитанат	Сполук немає

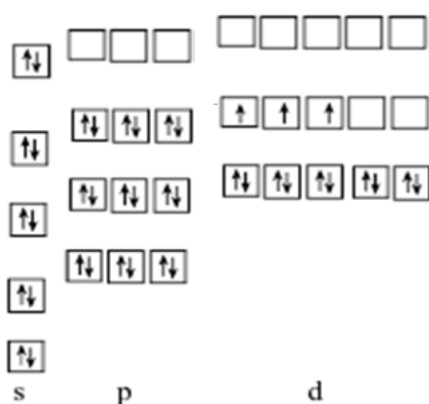
Приклад 2. Складіть електронну формулу елемента з порядковим номером 41. Скільки неспарених електронів має атом цього елемента?

Розв'язання.



Усі підрівні, крім 4d, заповнені повністю, тому неспарені електрони можуть бути тільки на 4d підрівні. Розміщення електронів в межах підрівня здійснюється згідно з правилом Гунда, тобто всього в атомі Nb три неспарених електрони (рис.) в нормальному стані, а в збудженому - п'ять.

Нормальний стан атома



Збуджений стан атома

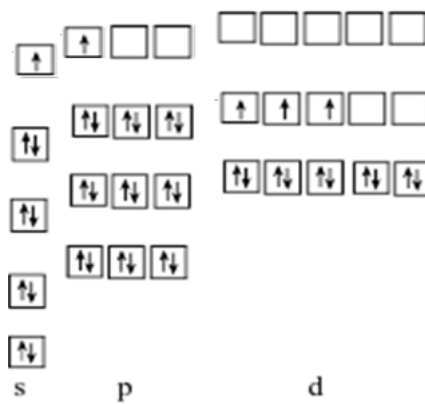


Рис. Електронно-графічна формула атома Ніобія.

Приклад 3. Який з кожної пари елементів виявляє більші неметалічні властивості? (C - N; O - S; Cl - Ar).

Розв'язання.

Неметалічні властивості в періодичній системі зростають у періодах зліва - вправо, в групах знизу - догори. Тому азот і кисень в перших парах елементів мають більші неметалічні властивості.

В третьому випадку хлор виявляє більші неметалічні властивості, тому що аргон - інертний (благородний) газ, який не здатний до приймання електрона.

Приклад 4. Яка з можливої пари основ проявляє сильніші основні властивості:

$\text{LiOH} - \text{KOH}, \text{Ca(OH)}_2 - \text{Zn(OH)}_2$?

Відповідь: KOH тому, що хімічна активність основ елементів однієї групи збільшується із зростанням порядкового номера хімічного елементу.

Ca(OH)_2 тому, що хімічна активність основ елементів одного періоду зменшується із зростанням порядкового номера

Приклад 5.

Яка з пар кислот проявляє сильніші кислотні властивості:

$\text{HBr} - \text{HCl}$?

Відповідь: HBr тому, що із збільшенням порядкового номера зростають кислотні властивості сполук неметалів однієї групи з Гідрогеном.

Практичне заняття №3.

Тема: «Розв'язування задач на властивості розчинів електролітів та неелектролітів і їх концентрацію. »

Приклади розв'язування типових задач.

Приклад 1. Знайти молярну і молярну концентрацію еквівалента 49 %-го розчину ортофосфатної кислоти ($\rho = 1,88 \text{ г/см}^3$).

Коротко записати умову задачі.

Дано: $M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98 \text{ г/моль}$

$\omega(\text{H}_3\text{PO}_4) = 49\%$

$\rho = 1,88 \text{ г/см}$

Знайти:

C_M і $C_N = ?$

Розв'язування

Для розв'язування задач цього типу можна використовувати формули:

$$C_M = \frac{10\omega\rho}{M}; C_N = \frac{10\omega\rho}{M_E}$$

$$C_M = \frac{10 \cdot 49 \cdot 1,33}{98} = 6,65 \text{ моль/л};$$

$$C_N = \frac{10 \cdot 49 \cdot 1,33}{32,7} = 19,95 \text{ моль-екв/л},$$

$$\text{бо } M_E = M/3 = 98/3$$

Відповідь: $C_M = 6,65 \text{ моль/л}$, $C_N = 19,95 \text{ моль-екв/л}$

Приклад 2. Яку масу кристалічної соди потрібно взяти для приготування 250 мл розчину з концентрацією речовини 0,1 моль-екв/л?

Дано: $V = 250 \text{ мл}$

$C_N = 0,1 \text{ екв/л}$

Знайти:

$m = ?$

Розв'язування

Задачу можна розв'язати використовуючи формулу:

$$m = C_N E V; \quad E = M/2;$$

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 106 + 180 = 286 \text{ г/моль}$$

$$E = 286/2 = 143 \text{ г}$$

$$m = 0,1 \cdot 143 \cdot 0,25 = 3,575 \text{ г}$$

Відповідь: потрібно взяти 3,575 г соди і розчинити у мірній колбі на 250 мл.

Приклад 3. Визначити молекулярну масу органічної речовини, якщо розчин, який містить 0,83 г цієї речовини і 20 мл води, замерзає за температури $-0,7^\circ\text{C}$.

Дано: $m = 0,83 \text{ г}$

$L = 20 \text{ мл}$

$t^0_{\text{зам}} = -0,7^\circ\text{C}$

$K = 1,86$

Знайти

$M = ?$

Розв'язування

Знайти пониження температури замерзання розчину:

$$\Delta t = 0^0 - (-0,7^0) = 0,7^0.$$

Виходячи з другого закону Рауля, написати формулу для обчислення M :

$$M = \frac{K m 1000}{L \Delta t}$$

Підставити відповідні значення у формулу:

$$M = \frac{1,86 \cdot 0,83 \cdot 1000}{20 \cdot 0,7} = 110,27 \text{ (г/моль)}$$

Відповідь: $M = 110,27 \text{ г/моль}$

Приклад 4. Визначте масову долю нітратної кислоти в розчині, 1 л якого містить 224 г HNO_3 , густина розчину 1,12 г/мл.

Дано: $m = 224\text{г}$

$\rho = 1,12\text{г/мл}$

$V = 1\text{л} = 1000\text{ мл}$

Знайти

ω -?

Розв'язання.

Маса розчину:

$$m = \rho V = 1,12\text{ г/мл} \cdot 1000\text{ мл} = 1120\text{ г.}$$

Масова доля розчиненої речовини буде:

$$\omega = \frac{m(\text{HNO}_3)}{m(\text{розчину})} = \frac{224\text{г}}{1120\text{г}} = 0,2 = 20\%.$$

Відповідь: $\omega = 20\%$

Приклад 5. Визначити молярну концентрацію фосфатної кислоти в розчині з масовою часткою її 47,7%, густина розчину дорівнює 1.315 г/мл.

Дано: $\rho = 1,315\text{ г/мл}$

$\omega = 47,7\%$

Знайти:

$C(\text{H}_3\text{PO}_4)$ -?

Розв'язання.

В 100 г розчину знаходяться 47,7 г H_3PO_4 і 53,3 г H_2O .

Об'єм розчину дорівнює:

$$V = m/\rho = 100\text{г} / 1,315\text{г/мл} = 76\text{ мл.}$$

Молярна концентрація буде:

$$C(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{m(\text{H}_3\text{PO}_4)}{M(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot V} = \frac{47,7\text{г}}{98\text{г/моль} \cdot 0,076\text{л}} = 6,4\text{г/моль}$$

Відповідь: $C(\text{H}_3\text{PO}_4) = 6,4\text{ г/моль}$

Приклад 6. Розрахуйте концентрацію іонів в розчині сульфату натрію, концентрація якого складає 1 моль/л.

Розв'язання.

Оскільки ця сіль є сильним електролітом, то вона дисоціює повністю:



З рівняння дисоціації маємо:

$$[\text{Na}^+] = 2 C(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 = 2 \text{ моль/л. } [\text{SO}_4^{2-}] = C(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ моль/л.}$$

Приклад 7. Концентрація ціанід-іонів в 1 М розчині синильної (ціанідної) кислоти дорівнює $2 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Визначте ступінь і константу дисоціації кислоти.

Розв'язання.

Рівняння дисоціації має вигляд:



Ступінь дисоціації визначається за формулою:

$$\alpha = \text{Сіонів} / \text{Сзагальне} = 2 \cdot 10^{-5} / 1 = 2 \cdot 10^{-5}.$$

Згідно з рівняння Освальда:

$$K = \frac{\alpha^2 C}{1 - \alpha} \approx \alpha^2 C = (2 \cdot 10^{-5})^2 \cdot 1 = 4 \cdot 10^{-10}.$$

Приклад 8. Визначити температуру замерзання 20% водного розчину гліцерину ($\text{CH}_2\text{OH}-\text{CHOH}-\text{CH}_2\text{OH}$), якщо кріоскопічна стала води 1,86.

Розв'язання.

Згідно з законом Рауля:

$$\Delta T_{\text{зам}} = K_{\text{кр}} \cdot m_1 \cdot 1000 / (M \cdot m_2)$$

де, $K_{\text{кр}}$ - кріоскопічна стала;

m_1 і M - маса розчиненої речовини та її молярна маса;

m_2 - маса розчинника.

Розглянемо 100 г розчину. Тоді, $m_1 = 20$ г; $m_2 = 80$ г;

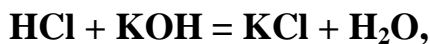
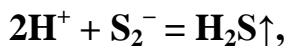
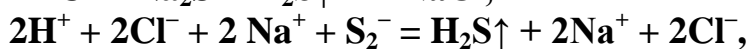
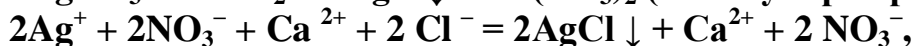
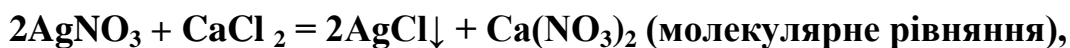
$$M = 12 \cdot 3 + 8 \cdot 1 + 16 \cdot 3 = 92 \text{ г/моль.}$$

$$\Delta T_{\text{зам}} = 1,86 \cdot 20 \cdot 100 / (92 \cdot 80) = 0,5 \text{ К.}$$

$$T_{\text{зам}} = 0^\circ\text{C} - \Delta T_{\text{зам}} = -0,5^\circ\text{C}.$$

Приклад 9. Реакції обміну в розчинах електролітів практично протікають у бік утворення осаду, газів і слабких електролітів. При складанні іонних рівнянь треба керуватися тим, що сильні електроліти, які практично повністю дисоційовані, пишуться у вигляді іонів, а речовини малодисоційовані, малорозчинені і газоподібні зображуються в молекулярній формі.

Наприклад:



Приклад 10. В 50 г розчину міститься 2,5 г калій гідроксиду *KOH*. Обчисліть масову частку *KOH*.

Дано: $m(\text{KOH}) = 2,5 \text{ г}$ $m_{\text{р-ну}} = 50 \text{ г}$	Розв'язок: Використовуючи формулу для визначення масової частки
Визначити: $\omega(\text{KOH}) - ?$	$\omega = \frac{m_{\text{р.р.}}}{m_{\text{р-ну}}} \cdot 100\%$
визначаємо масову частку <i>KOH</i> : $\omega = \frac{2,5 \cdot 100\%}{50} = 5\%$	
Відповідь: $\omega(\text{KOH}) = 5\%$	

Приклад 11. Визначіть маси цукру і води, необхідні для приготування 400 г 5 %-го розчину.

Дано: $m_{\text{р-ну}} = 400 \text{ г}$ $\omega(\text{цукру}) = 5\%$	Розв'язок: Визначаємо масу цукру, яка міститься в 400 г 5 %-го розчину:
Визначити: $m(\text{цукру}) - ?$ $m(\text{води}) - ?$	$\omega = \frac{m_{\text{р.р.}}}{m_{\text{р-ну}}} \cdot 100\%$ $m_{\text{р.р.}} = \frac{m_{\text{р-ну}} \cdot \omega}{100\%} = \frac{400\text{г} \cdot 5\%}{100\%} = 20\text{г цукру}$
Визначимо масу води, що міститься в 400 г 5%-го розчину цукру: $400 \text{ г} - 20 \text{ г} = 380 \text{ г}$	

В і д п о в і д ь: $m(\text{цукру}) = 20 \text{ г}; m(\text{води}) = 380 \text{ г}.$

Приклад 12. В 750 г води розчинили 50 г солі. Обчисліть масову частку (%) солі в розчині.

Д а н о: $m(\text{солі}) = 50 \text{ г}$ $m(\text{води}) = 750 \text{ г}$	Р о з в' я з о к: Знаходимо масу розчину: $750 \text{ г} + 50 \text{ г} = 800 \text{ г}$
В и з н а ч и т и: $\omega(\text{солі}) - ?$	Обчислюємо масову частку солі в розчині: $\omega = \frac{m_{p.p.}}{m_{p-ny}} \cdot 100\% = \frac{50 \text{ г}}{800 \text{ г}} \cdot 100\% = 6,25\%$
В і д п о в і д ь: $\omega(\text{солі}) = 6,25 \%$	

Приклад 13. Визначте молярну концентрацію розчину сульфатної кислоти, якщо в 100 мл цього розчину міститься 4,904 г H_2SO_4

Д а н о: $V_{p-ny} = 100 \text{ мл} = 0,1 \text{ л}$ $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 4,904 \text{ г}$	Р о з в' я з о к: Молекулярна маса $\text{H}_2\text{SO}_4 - 98$, а молярна 98 г/моль.
В и з н а ч и т и: $C_M - ?$	Скориставшись формулою $\nu = m / M$, визначимо кількість моль H_2SO_4 :
$\nu = \frac{4,904 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} = 0,05 \text{ моль}$ <p>Знаходимо молярну концентрацію 100мл (0,1 л) розчину сульфатної кислоти:</p> $C_M = \frac{\nu}{V_p} = \frac{0,05 \text{ моль}}{0,1 \text{ дм}^3} = 0,5 \text{ моль/дм}^3$	
В і д п о в і д ь: $C_M = 0,5 \text{ моль/дм}^3$	

При переводі вмісту розчиненої речовини, яка виражається **масовою часткою** (%), до **кількості речовини** (в моль/дм³) необхідно враховувати густину цього розчину:

$$; \quad m = \rho \cdot V; \quad V = \frac{m}{\rho}; \quad \rho = \frac{m}{V};$$

Приклад 14. Обчисліть молярну концентрацію 15 %-го розчину сульфатної кислоти ($\rho = 1,10 \text{ г/см}^3$).

Д а н о: $\rho_{p-ny} = 1,10 \text{ г/см}^3$ $\omega_{p-ny} = 15 \%$	Р о з в' я з о к: Молярну концентрацію розчину шукаємо за формулою: $C_M = \frac{\nu}{V_p}$
В и з н а ч и т и: $C_M(\text{H}_2\text{SO}_4) - ?$	

Знаючи, що $v = m_{p.p.}/M$, а $V_{p-ny} = \frac{m_{p-ny}}{\rho}$, підставимо їх у формулу для знаходження молярної концентрації

$$C_M = \frac{v}{V_p} = \frac{m_{p.p.}/M}{m_{p-ny}/\rho} = \frac{m_{p.p.} \cdot \rho}{m_{p-ny} \cdot M}$$

Молекулярна маса H_2SO_4 98, а молярна – 98 г/моль.

Виходячи з формули $\omega = \frac{m_{p.p.}}{m_{p-ny}}$, прийнемо, що маса розчину 100 г, тоді маса розчиненої речовини 15 г.

Підставивши значення у вищевиведену формулу, отримаємо:

$$C_M = \frac{m_{p.p.} \cdot \rho}{m_{p-ny} \cdot M} = \frac{15g \cdot 1,10g/cm^3}{100g \cdot 98g/mol} = 1,6837 \cdot 10^{-3} \text{ моль}/cm^3 = 1,6837 \text{ моль}/л$$

В і д н о в і д ь: $C_M(H_2SO_4) = 1,6837 \text{ моль}/dm^3$

Приклад 15. Обчисліть, який об'єм 30% HCl ($\rho = 1,15 \text{ г}/cm^3$) потрібний для приготування 500 см^3 розчину, концентрація якого $C_M = 0,2 \text{ моль}/dm^3$?

<p>Д а н о: $V_{p-ny} = 500 \text{ см}^3$ $C_M = 0,2 \text{ моль}/dm^3$ $\omega(HCl) = 30\%$ $\rho(HCl) = 1,15 \text{ г}/cm^3$</p>	<p>Р о з в' я з о к: Визначаємо масу безводного гідроген хлориду HCl в 500 см^3 0,2 М розчину, враховуючи, що молярна маса $M(HCl)$ – 36,45 г/моль.</p>
<p>В и з н а ч и т и: $V(HCl) - ?$</p>	
<p>В 1000 см^3 розчину міститься $36,45 \cdot 0,2 \text{ г}$ безводного HCl в 500 см^3 розчину міститься $x \text{ г}$ безводного HCl $x = \frac{500 \text{ см}^3 \cdot 36,45 \text{ г/моль} \cdot 0,2 \text{ моль/л}}{1000 \text{ см}^3} = 3,645 \text{ г}$ Тоді обчислимо, в якій масі 30 %-го розчину HCl міститься потрібна (3,645 г) кількість безводного гідроген хлориду: в 100 г 30%-го розчину міститься 30 г безводного HCl а в $x \text{ г}$ 30%-го розчину міститься 3,645 г безводного HCl $x = \frac{3,645g \cdot 100g}{30g} = 12,15g$ Знайдемо, який об'єм займають 12,15 г цього розчину: $V = \frac{m}{\rho} = \frac{12,15g}{1,15g/cm^3} = 10,56 \text{ см}^3$</p>	
<p>В і д н о в і д ь: $V(HCl) = 10,56 \text{ см}^3$</p>	

Приклад 16. В 250 см^3 розчину міститься 6 г калій карбонату K_2CO_3 . Обчисліть нормальну концентрацію цього розчину.

<p>Д а н о: $V_{p-ny} = 250 \text{ см}^3$ $m(K_2CO_3) = 6 \text{ г}$</p>	<p>Р о з в' я з о к: Обчислюємо масу K_2CO_3, що міститься в 1 л (1000 см^3) розчину:</p>
---	---

Визначити: $C_N(\text{K}_2\text{CO}_3) - ?$	в 250 см ³ міститься 6 г K_2CO_3 , а в 1000 см ³ — " — х г — " —
$x = \frac{1000 \text{ см}^3 \cdot 6 \text{ г}}{250 \text{ см}^3} = 24 \text{ г (в 1 л)} = 24 \text{ г/л}$ <p>Знайдемо молярну і еквівалентну масу K_2CO_3</p> <p>$M(\text{K}_2\text{CO}_3) = 138,21 \text{ г/моль}$; $E(\text{K}_2\text{CO}_3) = 69,105 \text{ г/моль}$</p> <p>Визначимо нормальну концентрацію розчину:</p> $C_N = \frac{24 \text{ г/л}}{69,105 \text{ г/моль}} = 0,3478 \text{ моль} \cdot \text{екв/л}$	
Відповідь: $C_N(\text{K}_2\text{CO}_3) = 0,3478 \text{ моль} \cdot \text{екв/л}$	

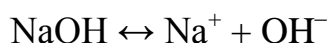
Приклад 17. Обчисліть масу наважки ортофосфатної кислоти H_3PO_4 , необхідну для приготування 2 л 0,06 н розчину H_3PO_4

Дано: $V_{\text{р-ну}} = 2 \text{ л}$ $C_n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,06 \text{ н}$	Розв'язок: Знайдемо кількість еквівалентів H_3PO_4 , необхідну для приготування 2 л 0,06 н розчину: В 1 л міститься 0,06 моль/дм ³ в 2 л — " — х — " —
Визначити: $m(\text{H}_3\text{PO}_4) - ?$	
$x = \frac{2 \text{ л} \cdot 0,06 \text{ моль} \cdot \text{екв/л}}{1 \text{ л}} = 0,12 \text{ моль} \cdot \text{екв/л}$ <p>Молярна маса $\text{H}_3\text{PO}_4 - 98,00 \text{ г/моль}$, а еквівалентна маса $E(\text{H}_3\text{PO}_4) = M/3 = 32,7 \text{ г/моль}$.</p> <p>Тоді 1 моль еквівалентів H_3PO_4 складає 32,7 г/моль а 0,12 — " — — " — — " — х г/моль $x = 0,12 \text{ моль} \cdot 32,7 \text{ г/моль} = 3,92 \text{ г}$.</p>	
Відповідь: $m(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3,92 \text{ г}$	

Приклад 18. Визначити рН 0,01 М розчину NaOH.

Розв'язок:

NaOH – сильна основа.



$[\text{NaOH}] = 0,01 \text{ М}$ і, відповідно $[\text{OH}^-] = 0,01 \text{ М}$.

Отже, $\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-] = -\lg 10^{-2} = 2$

Враховуючи, що $\text{pH} + \text{pOH} = 14$,

одержимо $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2 = 12$.

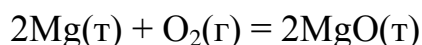
Відповідь: Для 0,01 М розчину NaOH $\text{pH} = 12$.

Практичне заняття №4.

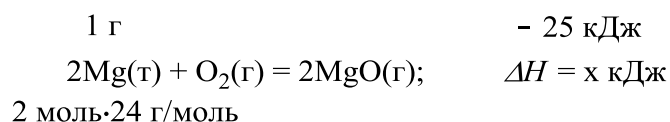
Тема: «Розрахунки термохімічних та термодинамічних величин хімічних реакцій. »

Приклади розв'язування типових задач.

Приклад 1. При спалюванні 1 г магнію виділяється 25 кДж. Визначити тепловий ефект горіння магнію за реакцією:



Розв'язання:



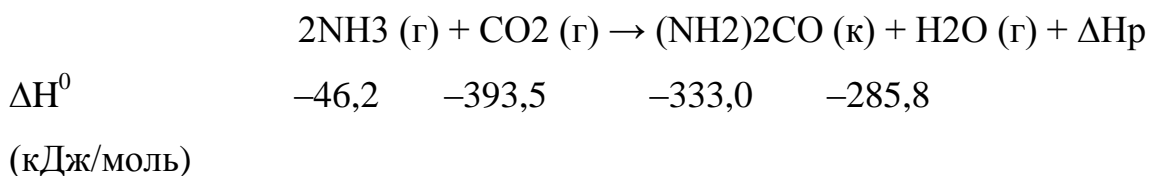
$$\text{звідси} \quad x = \frac{2 \cdot 24 \cdot (-25)}{1} = -1200 \text{ кДж}$$

Відповідь: $\Delta H = -1200 \text{ кДж}$.

Приклад 2. Обчислити тепловий ефект реакції утворення сечовини з амоніаку і діоксиду карбону за стандартних умов.

Розв'язування:

Запишемо рівняння реакції, вказавши агрегатні стани реагентів та продуктів реакції і значення відповідних стандартних ентальпій утворення (з таблиць) під формулами сполук:

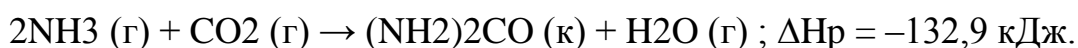


Підставимо значення стандартних ентальпій утворення вихідних (вих.) речовин і продуктів (прод.) реакції у формулу для визначення теплового ефекту (ентальпії) реакції, враховуючи стехіометричні коефіцієнти:

$$\Delta H_{\text{р}} = \sum \Delta H^0_{\text{прод.}} - \sum \Delta H^0_{\text{вих.}};$$

$$\Delta H_{\text{р}} = -333,0 - 285,8 - (2 \cdot (-46,2) - 393,5) = -132,9 \text{ (кДж)}$$

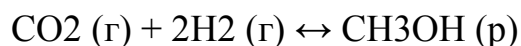
Запишемо термохімічне рівняння:



Приклад 3. Обчислити зміну ентропії в реакції $\text{CO}_2 + 2\text{H}_2 \leftrightarrow \text{CH}_3\text{OH}$ за стандартних умов.

Розв'язування:

Запишемо термохімічне рівняння даної реакції, вказавши агрегатні стани реагуючих речовин і стандартні ентропії (з таблиць) під формулами речовин.



$$\Delta S \text{ (Дж/моль}\cdot\text{К)} \quad 213,6 \quad 2 \cdot 130,6 \quad 126,7$$

Записуємо формулу для обчислення зміни ентропії і підставляємо значення:

$$\Delta S_p^0 = \sum n \cdot S_{(\text{пр.})}^0 - n' \cdot \sum S_{(\text{вих.})}^0$$

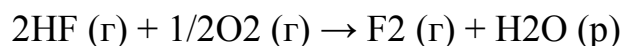
$$\Delta S_p = 126,7 - (213,6 + 2 \cdot 130,6) = -348,1 \text{ (Дж/моль}\cdot\text{К)}.$$

Відповідь: $\Delta S_p^0 = -0,35 \text{ кДж/моль}\cdot\text{К}$, $\Delta S_p < 0$ – реакція за стандартних умов неможлива.

Приклад 4. Чи може за стандартних умов відбуватися реакція окиснення фтороводню?

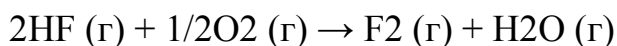
Розв'язування:

Запишемо можливе термохімічне рівняння реакції, вказавши агрегатні стани реагуючих речовин:



Вирахуємо зміну енергії Гіббса в реакції, використовуючи табличні значення стандартних ізобарно-ізотермічних потенціалів речовин:

$$\Delta G_p^0 = \sum n \cdot \Delta G_{(\text{пр.})}^0 - n' \cdot \sum \Delta G_{(\text{вих.})}^0$$



$$\Delta G_{298}^0 \text{ (кДж/моль)} \quad -272,8 \quad 0 \quad 0 \quad -228,6$$

$$\Delta G = -228,6 - 2 \cdot (-272,8) = 317 \text{ (кДж)}.$$

Відповідь: дана реакція за стандартних умов не може відбуватись, тому що $\Delta G_p^0 > 0$.

Приклад 5. Розрахувати вищу та нижчу теплоти згоряння метану.

Розв'язання.

Для розрахунку вищої теплоти згоряння Q_v запишемо рівняння реакції



Розрахунки проводимо згідно з наслідком з закону Гесса:

$$\begin{aligned}\Delta H^\circ(v) &= \Delta H^\circ(\text{CO}_2) + 2\Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(p)}) - \Delta H^\circ(\text{CH}_4) - 2\Delta H^\circ(\text{O}_2) = \\ &= -393.5 + 2 \cdot (-285.8) - (-74.8) - 0 = -890.3 \text{ кДж.}\end{aligned}$$

Розрахунок виконано для 1 моля метану (22.4 л). Зробимо перерахунок на 1 кубічний метр (1000 л).

$$Q_v = -(-890.3 \cdot 1000 / 22.4) = 39745 \text{ кДж}$$

Для розрахунку Q_n зробимо аналогічні розрахунки, тільки замість рідкої води візьмемо відповідне значення для водяної пари:

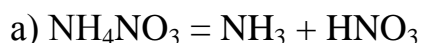
$$\begin{aligned}\Delta H^\circ(n) &= \Delta H^\circ(\text{CO}_2) + 2\Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(r)}) - \Delta H^\circ(\text{CH}_4) - 2\Delta H^\circ(\text{O}_2) = -393.5 + \\ &+ 2 \cdot (-241.8) - (-74.8) - 0 = -802.3 \text{ кДж.}\end{aligned}$$

$$Q_n = -(-802.3 \cdot 1000 / 22.4) = 35804 \text{ кДж.}$$

Відповідь: $Q_v = 39745 \text{ кДж}$, $Q_n = 35804 \text{ кДж}$.

Приклад 6. Визначити, чи можливе самочинне розкладання нітрату амонію згід-

но з реакціями:



Розв'язання.

Можливість або неможливість самочинного перебігу хімічної реакції

визначається знаком величини зміни енергії Гіббса. Якщо $\Delta G^\circ < 0$, реакція принципово можлива, якщо $\Delta G^\circ > 0$ - неможлива.

а) $\Delta G^\circ(a) = \Delta G^\circ(\text{NH}_3) + \Delta G^\circ(\text{HNO}_3) - \Delta G^\circ(\text{NH}_4\text{NO}_3) = -16,7 - 79,9 - (-183,9) = 87,3 \text{ кДж.}$

б) $\Delta G^\circ(b) = 3\Delta G^\circ(\text{N}_2) + 2\Delta G^\circ(\text{NO}_2) + 8\Delta G^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(r)}) - 4\Delta G^\circ(\text{NH}_4\text{NO}_3) =$
 $= 3 \cdot 0 + 2 \cdot 52,3 + 8 \cdot (-228,6) - 4 \cdot (-183,9) = -1068,6 \text{ кДж.}$

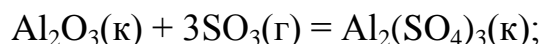
Відповідь: можливий самочинний перебіг реакції (б).

Приклад 7. За допомогою таблиці та рівняння обчислити тепловий ефект реакції

взаємодії кристалічного Al_2O_3 та газоподібного SO_3 .

Розв'язання.

Рівняння реакції:



Зміну ентальпії (тепловий ефект) обчислюють згідно наслідку із закону Гесса :

$$\Delta H = \sum \Delta H_{298}^0 \text{прод} - \sum \Delta H_{298}^0 \text{вих}.$$

Підставляємо дані з термодинамічної таблиці

$$\begin{aligned} \Delta H &= \Delta H_{\text{утв}}^0 \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{к}) - (\Delta H_{\text{утв}}^0 \text{Al}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\Delta H_{\text{утв}}^0 \text{SO}_3(\text{г})) = \\ &= -3434 - (-1675,1 - 3 \cdot 395,2) = -573,3 \text{ кДж/моль}. \end{aligned}$$

Приклад 8. За допомогою таблиці та рівняння обчислити ентропію реакції утворення CO із графіту та CO_2 згідно рівняння



Розв'язання.

Згідно наслідку із закону Гесса ентропія реакції дорівнює

$$\Delta S = \sum \Delta S_{298}^0 \text{прод} - \sum \Delta S_{298}^0 \text{вих}.$$

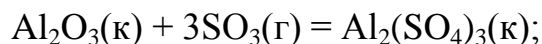
Так, для реакції утворення CO із графіту та CO_2 згідно даних термодинамічної таблиці ентропія дорівнює:

$$\begin{aligned} \Delta S &= 2\Delta S_{298}^0 \text{CO} - (\Delta S_{298}^0 \text{C}(\text{графіт}) + \Delta S_{298}^0 \text{CO}_2(\text{г})) = \\ &= 2 \cdot 197,5 - (5,7 + 213,7) = 175,6 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}. \end{aligned}$$

Приклад 9. За допомогою термодинамічної таблиці та рівняння Гіббса обчислити можливість протікання реакції взаємодії кристалічного Al_2O_3 та газоподібного SO_3 .

Розв'язання.

Рівняння реакції:



Рівняння Гіббса:

$$G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

Зміну ентальпії (тепловий ефект) обчислюють згідно наслідку із закону Гесса :

$$\Delta H = \sum \Delta H_{298}^0 \text{прод} - \sum \Delta H_{298}^0 \text{вих.}$$

Підставляємо дані з термодинамічної таблиці

$$\begin{aligned} \Delta H &= \Delta H_{\text{утв}}^0 \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{к}) - (\Delta H_{\text{утв}}^0 \text{Al}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\Delta H_{\text{утв}}^0 \text{SO}_3(\text{г})) = \\ &= -3434 - (-1675,1 - 3 \cdot 395,2) = -573,3 \text{ кДж/моль.} \end{aligned}$$

Згідно наслідку із закону Гесса ентропія реакції дорівнює

$$\Delta S = \sum \Delta S_{298}^0 \text{прод} - \sum \Delta S_{298}^0 \text{вих.}$$

Для реакції згідно даних термодинамічної таблиці ентропія дорівнює:

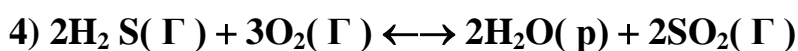
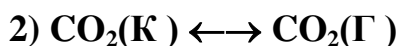
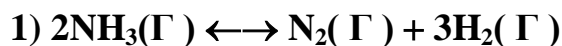
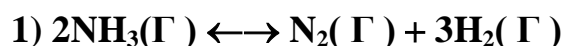
$$\begin{aligned} \Delta S &= \Delta S_{298}^0 \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{к}) - (\Delta S_{298}^0 \text{Al}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\Delta S_{298}^0 \text{SO}_3(\text{г})) = \\ &= 239,2 - (50,92 + 3 \cdot 256,69) = -581,79 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)} = -0,58179 \text{ кДж/(моль} \cdot \text{К)} \\ &= . \end{aligned}$$

За рівнянням Гіббса обчислюємо

$$G = -573,3 - 298 \cdot (-0,58179) = -399,9 \text{ кДж/моль.}$$

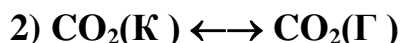
Відповідь: Якщо $\Delta G^\circ < 0$, реакція принципово можлива, при $T=298^\circ\text{К}$

Приклад 10. Не роблячи обчислень, установити знак ентропії наступних процесів:

*Розв'язання.*

Реакція протікає між газоподібними речовинами, з 2 моль NH_3 утворюється

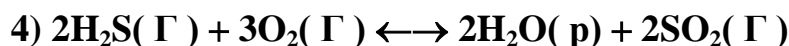
1 моль N_2 і 3 моль H_2 , тобто збільшується число часток, отже, ентропія зростає, $\Delta S > 0$.



При переході із кристалічного в газоподібний стан зростає безладдя в системі, отже, $\Delta S > 0$.



З 2 моль NO і 1 моль O_2 утвориться 2 моль NO_2 , число часток зменшується, ентропія убыває, $\Delta S < 0$.



Із 3 моль O_2 і 2 моль H_2S утвориться 2 моль H_2O і 2 моль SO_2 , тобто зменшується число часток, крім того, відбувається перехід частини молекул з газо- подібного стану в рідке, що приводить до зменшення ентропії, $\Delta S < 0$.

Приклад 11. Виходячи з реакції $MnO_2 + 2C = Mn + 2CO + 293 \text{ кДж}$, обчислити $\Delta H_{298}^0 MnO_2$.

Розв'язання.

Відповідно до закону Гесса:

$$\Delta H = (\Delta H_{298}^0 Mn + 2\Delta H_{298}^0 CO) - (\Delta H_{298}^0 MnO_2 - 2\Delta H_{298}^0 C)$$

Враховуючи, що $\Delta H_{298}^0 Mn = 0$, $\Delta H_{298}^0 C = 0$, $\Delta H = 293 \text{ кДж}$.

Із таблиці $\Delta H_{298}^0 CO = -110,5 \text{ кДж/моль}$

$$\Delta H_{298}^0 MnO_2 = 2\Delta H_{298}^0 CO - \Delta H$$

$$\Delta H_{298}^0 MnO_2 = 2(-110,5) - 293,0$$

$$\Delta H_{298}^0 MnO_2 = -514 \text{ кДж/моль}$$

Практичне заняття №5.

Тема: «Розрахунки швидкостей реакцій, констант рівноваги. Випадки зміщення рівноваги в обернених реакціях..»

Приклади розв'язування типових задач.

Приклад 1. Як зміниться швидкість прямої реакції $2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{CO}_2(\text{г})$ якщо об'єм, в якому відбувається реакція, збільшити вдвічі?

Розв'язання:

Згідно з законом діючих мас швидкість v прямої реакції до зміни об'єму:

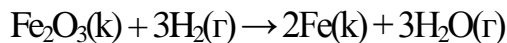
$$v = k_{np} [\text{CO}]^2 [\text{O}_2]$$

Якщо збільшити об'єм вдвічі, то концентрація **кожної** із реагуючих речовин зменшиться у два рази. При нових концентраціях швидкість прямої реакції (v'):

$$v' = k_{np} [1/2 \text{CO}]^2 \cdot [1/2 \text{O}_2] = 1/8 k_{np} [\text{CO}]^2 [\text{O}_2]$$

Отже, швидкість прямої реакції зменшиться у 8 разів.

Приклад 2. Як зміниться швидкість реакції:



Якщо початковий тиск в системі збільшити в тричі?

Розв'язання:

До зміни тиску в системі швидкість реакції:

$$v_{np} = k[\text{H}_2]^3$$

(Від концентрації твердої речовини швидкість реакції не залежить).

При збільшенні тиску втричі збільшиться концентрація реагуючих речовин втричі.

При нових концентраціях швидкість реакції (v'):

$$v' = k [3\text{H}_2]^3 = 27 [\text{H}_2]^3$$

Отже, швидкість реакції зросте у 27 разів.

Приклад 3. Користуючись рівнянням Вант-Гоффа, розрахувати, за який час закінчиться хімічна реакція при 100°C , якщо при 0°C вона закінчилась за 10 хв. Температурний коефіцієнт даної реакції дорівнює 3

Розв'язання:

Залежність швидкості реакції визначається за правилом Вант-Гоффа:

$$v_{T_2} = v_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}$$

$$v_{T_2} = v_{T_1} \cdot 3^{\frac{100-0}{10}} = v_{T_1} \cdot 59000$$

Зі збільшенням температури на 100° С хімічна реакція прискориться в 59000 раз. Якщо при 0°С вона закінчилась за 10 хв., то при 100°С вона закінчиться за 600/59000=0,01 сек.

Приклад 4. Розрахувати, у скільки разів збільшиться швидкість хімічної реакції, що проходить в газовій фазі, за умови збільшення температури від 30°С до 70°С. Температурний коефіцієнт реакції дорівнює 2.

Розв'язання:

Залежність швидкості реакції визначається за правилом Вант-Гоффа:

$$v_{T_2} = v_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{T_2-T_1}{10}} ; \quad v_{T_2} = v_{T_1} \cdot 2^{\frac{70-30}{10}} ; \quad v_{T_2} = v_{T_1} \cdot 2^4 = 16v_{T_1}$$

Отже, швидкість хімічної реакції збільшиться в 16 разів.

Приклад 5. Як зміниться швидкість реакції, що проходить у газовій фазі, при зменшенні температури на 30°С, якщо температурний коефіцієнт швидкості для даної реакції дорівнює 3?

Розв'язання:

Залежність швидкості реакції визначається за правилом Вант-Гоффа:

$$v_{T_2} = v_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{\Delta t}{10}} = v_{T_1} \cdot 3^{-3} = \frac{1}{27} v_{T_1}$$

Отже, швидкість хімічної реакції зменшиться у 27 разів.

Приклад 6. Константа рівноваги гомогенної системи $\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$ при 850°С дорівнює одиниці. Розрахувати рівноважні концентрації всіх речовин, якщо відомо, що вихідні концентрації:

$$[\text{CO}]_{\text{вих}} = 3 \text{ моль/дм}^3,$$

$$[\text{H}_2\text{O}]_{\text{вих}} = 2 \text{ моль/дм}^3.$$

Розв'язання:

$$K_{\text{рівн}} = \frac{[\text{CO}_2]_{\text{р}} [\text{H}_2]_{\text{р}}}{[\text{CO}]_{\text{р}} [\text{H}_2\text{O}]_{\text{р}}}$$

В умові задачі дано вихідні концентрації, а у вираз константи рівноваги входять тільки рівноважні концентрації всіх речовин. Нехай в момент рівноваги

$$[\text{CO}_2]_{\text{рівн}} = x \text{ моль/дм}^3.$$

Число моль водню в момент рівноваги також буде x моль.

$[\text{CO}]$ буде $(3-x)$ моль/дм³, а $[\text{H}_2\text{O}]$ буде $(2-x)$ моль/дм³.

Підставивши ці значення концентрацій в рівняння константи рівноваги, одержимо :

$$1 = \frac{x^2}{(3-x)(2-x)}$$

$$x^2 = 6 - 2x - 3x + x^2$$

$$5x = 6; \quad x = 1,2 \text{ моль/дм}^3$$

Таким чином, шукані рівноважні концентрації будуть рівні:

$$[\text{CO}_2]_{\text{рівн}} = 1,2 \text{ моль/дм}^3$$

$$[\text{H}_2]_{\text{рівн}} = 1,2 \text{ моль/дм}^3$$

$$[\text{CO}]_{\text{рівн}} = 3 - 1,2 = 1,8 \text{ моль/дм}^3$$

$$[\text{H}_2\text{O}]_{\text{рівн}} = 2 - 1,2 = 0,8 \text{ моль/дм}^3$$

Приклад 7. Реакція перебігає за рівнянням $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$

Концентрації реагуючих речовин:

$$[\text{N}_2]_{\text{вих}} = 0,8 \text{ моль/дм}^3$$

$$[\text{H}_2]_{\text{вих}} = 1,5 \text{ моль/дм}^3$$

$$[\text{NH}_3]_{\text{вих}} = 0,1 \text{ моль/дм}^3$$

Обчислити концентрацію водню та амоніаку в момент, коли $[\text{N}_2] = 0,5 \text{ моль/дм}^3$.

Розв'язання:

Концентрація азоту зменшилась на $0,8 - 0,5 = 0,3 \text{ моль/дм}^3$.

З рівняння видно, що з одного моля N_2 утворюється 2 моля NH_3 :

з 1 моля N_2 утворюється 2 моля NH_3

з 0,3 моля N_2 —//— x моль NH_3

$$x = (0,3 \cdot 2) / 1 = 0,6 \text{ моль/дм}^3$$

Отже, $NH_3 = 0,1 + 0,6 = 0,7 \text{ моль/дм}^3$.

Якщо прореагує 1 моль N_2 , то водню прореагує 3 моля

якщо —//— 0,3 моль N_2 , то водню —//— x моль

звідси

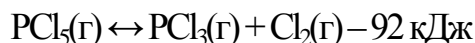
$$x = 0,9 \text{ моль}$$

Концентрація водню зменшиться на $0,9 \text{ моль/дм}^3$.

Отже, H_2 залишиться

$$1,5 - 0,9 = 0,6 \text{ моль/дм}^3.$$

Приклад 8. Реакція розкладу пентахлориду фосфору перебігає за рівнянням :



Як треба змінити: а) температуру; б) тиск; в) концентрацію реагентів,

щоб змістити рівновагу реакції в сторону розкладу PCl_5 (вправо).

Розв'язання:

Напрямок зміщення рівноваги реакції визначається за правилом Ле Шательє:

а) оскільки реакція розкладу PCl_5 ендотермічна, то для зміщення рівноваги в сторону прямої реакції (\rightarrow) потрібно підвищити температуру – $T \uparrow$;

б) у зв'язку з цим, що пряма реакція веде до збільшення об'єму в системі (із однієї молекули газу утворюється дві газоваті молекули), то для зміщення рівноваги вправо (\rightarrow) треба зменшити тиск $p \downarrow$;

в) змістити рівновагу вправо (\rightarrow) можна як збільшенням концентрації PCl_5 ($[PCl_5] \uparrow$), так і зменшенням концентрації PCl_3 ($[PCl_3] \downarrow$) або Cl_2 ($[Cl_2] \downarrow$).
реакції.

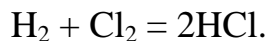
Приклад 9. Вихідні концентрації хлору та водню в реакції синтезу

хлороводню складали 1 моль/л. Визначити рівноважну концентрацію

хлороводню після досягнення стану рівноваги. Константа рівноваги для цієї реакції дорівнює 4.

Розв'язання.

Запишемо рівняння реакції:



Нехай до моменту встановлення рівноваги концентрація хлору зменшилась на X моль/л, тоді концентрація водню теж зменшиться на X моль/л (за рівнянням реакції хлор та водень реагують у співвідношенні 1:1).

Концентрація хлороводню буде складати $2X$ (з рівняння реакції бачимо, що з 1 моль Cl_2 утворюється 2 моль хлороводню)

Запишемо рівноважні концентрації всіх речовин, що беруть участь в реакції:

$$[\text{H}_2] = (1-X)$$

$$[\text{Cl}_2] = (1-X)$$

$$[\text{HCl}] = (2-X)$$

Підставимо ці концентрації у вираз для константи рівноваги.

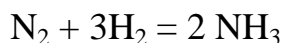
$$K = \frac{[\text{HCl}]^2}{[\text{H}_2][\text{Cl}_2]} = \frac{(2x)^2}{(1-x)(1-x)} = 4, \text{ звідси } x = 0,5, 1-x = 0,5, 2x = 1.$$

Відповідь: концентрації водню та хлору будуть 0.5 моль/л, а концентрація хлороводню буде 1 моль/л.

Приклад 10. За допомогою таблиць стандартних термодинамічних величин визначити константу рівноваги реакції синтезу аміаку.

Розв'язання.

Запишемо рівняння реакції:



За допомогою таблиць стандартних термодинамічних величин розрахуємо зміну енергії Гіббса для цієї реакції:

$$\Delta G^0_{\text{х.р.}} = 2 \Delta G^0(\text{NH}_3) - \Delta G^0(\text{N}_2) - 3\Delta G^0(\text{H}_2) = 2(-16,7) = -33,4 \text{ кДж/моль} = -33,4 \cdot 10^3 \text{ Дж/моль}$$

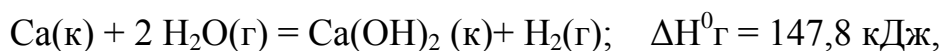
Розрахуємо константу рівноваги.

$$\Delta G^0 = -RT \ln K, \ln K = -\Delta G^0/RT = 33,4 \cdot 10^3 / (8,314 \cdot 298) = 13,4;$$

$$K = e^{13,4} = 6,6 \cdot 10^5.$$

Відповідь: константа рівноваги реакції синтезу аміаку $= 6,6 \cdot 10^5$

Приклад 11. Для хімічної реакції:



записати вираз для константи рівноваги і вказати як треба змінити параметри системи, щоб змістити рівновагу в бік утворення продуктів реакції.

Розв'язання.

Наведена система гетерогенна, тому до виразу закону діючих мас не входить концентрація твердофазних компонентів:

$$K = \frac{[\text{H}_2]}{[\text{H}_2\text{O}]^2},$$

Щоб змістити рівновагу в бік утворення кінцевих речовин за принципом Ле-Шательє, необхідно збільшити температуру, тому що пряма реакція проходить з поглинанням тепла; тиск збільшити, тому що за прямою реакцією тиск зменшується внаслідок зменшення числа молей газоподібних речовин.

Концентрацію водяної пари збільшити, бо за прямою реакцією вона зменшується, концентрацію водню зменшити, тому що вона зростає при протіканні прямої реакції.

Приклад 12. Чому дорівнює температурний коефіцієнт швидкості реакції, якщо при підвищенні температури на 60 0С швидкість реакції зросла у 1500 разів?

Дано: $\Delta t = 60 \text{ 0C}$

$$v_t/v_{t_0} = 1500$$

Знайти: $\gamma - ?$

1. Використовуємо рівняння Вант-Гоффа і, розділивши його ліву і праву

частину на v_0 , одержуємо:

$$\frac{v_i}{v_0} = \gamma^{\frac{\Delta_f}{10}}. \quad \text{Знаходимо } \gamma: 1500 = \gamma^{60/10} = \gamma^6.$$

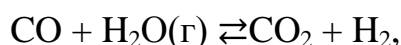
Прологарифмуємо одержаний вираз:

$$\lg 1500 = 6 \lg \gamma, \quad \text{звідки:} \quad \lg \gamma = \frac{3,176}{6} = 0,529,$$

$$\gamma = \text{ant } \lg 0,529 = 3,4.$$

Відповідь: $\gamma = 3,4$.

Приклад 13. Розрахувати рівноважні концентрації у системі



якщо вихідна суміш містила 2 моль CO, 3 моль H_2O у розрахунку на 1 дм^3 газової суміші.

Константа хімічної рівноваги дорівнює 1.

Розв'язування

Для розв'язування задачі варто скористатися такою формою запису, позначивши через x – кількість молів речовини, що прореагували

Стан / концентрація	CO	H ₂ O	CO ₂	H ₂
Початкові концентрації (моль/дм ³)	2	3	–	–
Прореагувало (моль/дм ³)	x	x	–	–
Утворилися продукти реакції (моль/дм ³)			x	x
Рівноважна концентрація (моль/дм ³)	$2-x$	$3-x$	x	x

Записати константу рівноваги даної реакції і підставити знайдені значення концентрації речовин

$$K = \frac{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}; \quad 1 = \frac{x^2}{(2-x) \cdot (3-x)}; \quad x = 1,2 \text{ моль/дм}^3.$$

Звідси, рівноважні концентрації речовин в моль/дм³ відповідно дорівнюють:

$$[\text{CO}] = 0,8; \quad [\text{H}_2\text{O}] = 1,8; \quad [\text{CO}_2] = 1,25; \quad [\text{H}_2] = 1,2.$$

Приклад 14. Вихідна концентрація хлору в системі $\text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2\text{Cl}$ становить $0,04 \text{ моль/дм}^3$. Обчислити константу рівноваги цього процесу, якщо 5 % молекулярного хлору розпалося на атоми.

Розв'язування

Записуємо математичний вираз для розрахунку константи рівноваги K_p , даного процесу: $\text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2\text{Cl};$

$$K_p = \frac{[\text{Cl}]_p^2}{[\text{Cl}_2]_p}$$

Знаходимо концентрації в момент рівноваги (рівноважні концентрації).

Якщо прореагувало 5 % хлору, то це становить: $0,04 \cdot 100/5 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3$,

утворилось атомарного Хлору у 2 рази більше

$2 \cdot 2 \cdot 10^{-3} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3$, залишилось хлору $0,04 - 0,002 = 0,038 \text{ моль}$.

Обчислюємо K_p , підставивши значення у вираз константи рівноваги:

$$K_p = \frac{(4 \cdot 10^{-3})^2}{0,038} = 4,2 \cdot 10^{-4}$$

Відповідь: $K_p = 4,2 \cdot 10^{-4}$

Практичне заняття №6.

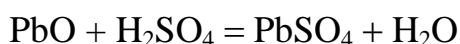
**Тема: «Окисно-відновні процеси в джерелах постійного струму.
Розв'язування електрохімічних задач.»**

Приклади розв'язування типових задач.

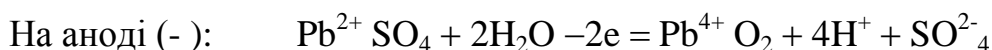
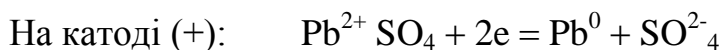
Приклад 1. Принцип роботи і устрій акумуляторів.

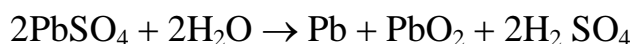
Акумуляторами називають гальванічні елементи, які можна повністю регенерувати, пропускаючи через них електричний струм і витрачаючи електричну енергію. Елемент свинцевого акумулятора - це дві решітчасті пластини з твердого свинцю з примусом сурми. В відділи запресовують суміш оксиду свинцю з гліцерином, яка володіє схильністю твердіти. Пластини збирають в батареї і опускають в 25-30 % розчин сірчаної кислоти.

В результаті взаємодії PbO і H₂SO₄ на поверхні пластини (електродів) утворюється тонкий шар сульфату свинцю



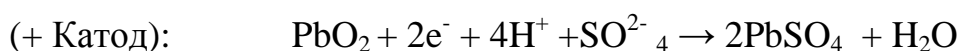
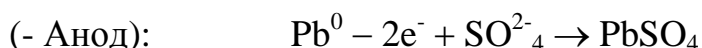
Заряд акумулятора здійснюється пропусканням електричного струму. Процес зарядки акумулятора може бути виражений слідуючи ми рівняннями реакції:





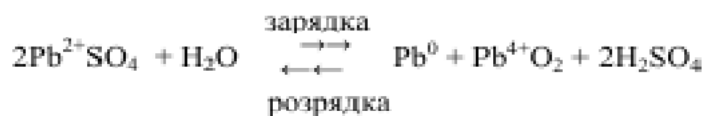
Таким чином, одна з пластин (від'ємна) після підзарядки заповнена металічним губчастим свинцем, а друга (додатна) – двооксидом.

При підзарядці щільність електроліту збільшується за рахунок утворення сірчаної кислоти.





При розрядці сірчана кислота витрачається, тому щільність електроліту зменшується. В цілому, процеси, які проходять при зарядці і розрядці електроліту, можна виразити рівнянням:



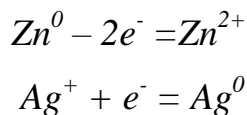
Приклад 1. Напишіть рівняння реакції, яка походить при роботі гальванічного елемента, який складається з цинкової і срібної пластин, занурених в розчини своїх солей з концентрацією катіонів, рівної 1 моль/л.

Розв'язання.

Стандартні електродні потенціали цинкового і срібного електродів відповідно дорівнюють:

$$E^0_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76\text{В}; \quad E^0_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = +0,80$$

Метал, який має більше від'ємне значення електродного потенціалу при роботі гальванічного елемента, є анодом. В даному випадку проходять реакції



тобто цинк, будучи анодом, розчиняється, а срібло осаджується в вигляді металу на катоді.

Для вичислення ЕДС гальванічного елемента з потенціалу катода треба вирахувати потенціал аноду.

Оскільки концентрація іонів в розчині складає 1 моль/л, ЕДС елемента дорівнює різності стандартних потенціалів двох його електродів

$$\text{ЕДС} = E^0_{\text{катода}} - E^0_{\text{анода}} = E^0_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} - E^0_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = 0,8 - (-0,76) = 1,56\text{В}$$

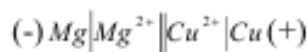
Приклад 2. Розрахуйте ЕДС елемента, складеного з мідної і магнієвої пластин, занурених в розчини своїх солей, якщо концентрація катіона у анода – 0,1 моль/л, а у катода – 0,001 моль/л.

Розв'язання.

Стандартні електродні потенціали магнієвого і мідного електродів відповідно дорівнюють:

$$E^0_{Mg^{2+}/Mg} = -2,38B; E^0_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34B.$$

Схема даного гальванічного елемента:



зі значень стандартних електродних потенціалів слідує, що анодом буде магнієвий електрод, катодом - мідний.

Електродний потенціал металу, занурений в розчин з будь – якою концентрацією катіона, визначається за формулою Ньютонна:

$$E = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg C$$

де C - концентрація катіона, моль/л; n – степень окислення.

Звідси потенціал магнієвого електроду:

$$E^0_{Mg^{2+}/Mg} = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg 10^{-1} = -2,38 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-1} = -2,38 + 0,029(-1) = -2,409B$$

Потенціал мідного електрода

$$E^0_{Cu^{2+}/Cu} = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg 10^{-3} = +0,34 + 0,029 \cdot (-3) = +0,253B,$$

Тоді ЕДС гальванічного елементу

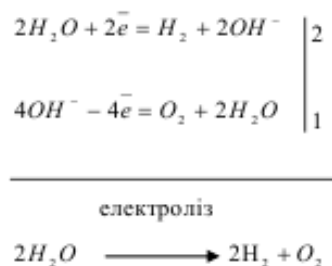
$$EDC = E_{\text{окс.}} - E_{\text{віднов.}} = E^0_{Cu^{2+}/Cu} - E^0_{Mg^{2+}/Mg} = +0,253 - (-2,409) = 2,662B.$$

Приклад 3. При електролізі розчину гідроксиду калію з вугільними електродами на аноді отримано 25 мл. газу. Скільки газу виділиться при цьому на аноді?

Розв'язання.

Складемо схему процесу електролізу, враховуючи, що катіони не

відновлюються у водному розчині:



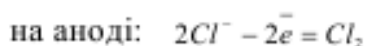
Таким чином, при аноді виділяється кисень, на катоді – водень. Кількість електрики яка пройшла через анод і катод, однакова, у цьому випадку, виходячи із схеми електролізу, число молей виділеного водню у два рази більше числа молей кисню.

Так як об'єм моля будь-якого газу при постійних умовах є величиною постійною, але об'єм виділеного водню повинен бути у два рази більше об'єму який утворився на аноді кисню, тобто складе $2 \cdot 25 \text{ мл.} = 50 \text{ мл.}$

Приклад 4. Яка повинна бути сила струму, щоб при пропусканні його через розплав хлориду магнію за 5 год. виділилося 6 г. магнію? Яка кількість хлору при цьому виділяється на аноді?

Розв'язання.

Схема електролізу:



Еквівалентна маса магнію:

$$Э_{Mg^{2+}} = \frac{A}{B} = \frac{24}{2} = 12 \text{ г/моль}$$

Кількість електрики, яку необхідно пропустити через розчин для виділення 6 г. магнію:

$$\begin{array}{ll}
 96500 \text{ Кл} & - 12 \text{ г} \\
 x \text{ Кл} & - 6 \text{ г} \quad \text{Звідси}
 \end{array}$$

$$X = \frac{96500 \cdot 6}{12} = 48250 \text{ Кл}$$

Сила струму

$$I = \frac{Q}{t} = \frac{48250}{5 \cdot 3600} = 2,68 \text{ А}$$

Маса, яка виділилася при аноді хлору:

96500 Кл - 35,5 г Cl_2

48250 Кл - X г Cl_2 Звідси $X=17,75$ г Cl_2

де 35,5 – еквівалентна маса хлору, г/моль.

Приклад 5. Вичислити масу нікелевого анода після пропуску струму силою 2,5 А на протязі 30 хв через розчин солі нікелю(II), якщо до початку електролізу маса аноду була рівною 40 г.

Розв'язання.

Кількість пройденого через розчин електрики :

$$Q = It = 2,5 \cdot 30 \cdot 60 = 4500 \text{ Кл}$$

Еквівалентна маса нікелю (II):

$$E_{\text{Ni}^{2+}} = \frac{A}{z} = \frac{58,7}{2} = 29,35 \text{ г/моль}$$

Маса виділеного на катоді нікелю:

96500 Кл - 29,36 г Ni

4500 Кл - X г Ni Звідси

$$X = \frac{4500 \cdot 29,35}{96500} = 1,37 \text{ г}$$

Так як анод може розчинятися, маса виділеного на катоді нікелю рівна масі розчиненого нікелевого аноду, т.т. 1,37 г.

Отже, маса аноду зменшилася на 1,37 г. і є рівна: $40 - 1,37 = 38,63$ г.

Приклад 6. При електролізі водного розчину AgNO_3 розчиненим анодом на протязі 50 хв. при силі струму 3 А на катоді виділилося 9,6 г. срібла. Напишіть рівняння реакцій катодного і анодного процесів, визначте електрохімічний еквівалент срібла в (г/Кл) і вихід струму.

Розв'язання.

Нітрат срібла дисоціює наступним чином:



Процеси, які протікають на електродах:



Анод $Ag - e^- = Ag^+$ Еквівалентна маса Ag^+ :

$$E_{Ag^+} = \frac{A}{B} = \frac{108}{1} = 108 \text{ г/моль}$$

Маса срібла яке виділилося б теоретично при проходженні через розчин даної кількості електрики:

$$m = \frac{EIt}{96500} = \frac{108 \cdot 3 \cdot 50 \cdot 60}{96500} = 10,1 \text{ г}$$

Вихід на струмі:

$$\eta = \frac{m_{\text{факт}}}{m_{\text{теор}}} \cdot 100\% = \frac{9,6}{10,1} \cdot 100\% = 95,35\%$$

Електрохімічний еквівалент:

$$K = \frac{108}{96500} = 0,00112 \text{ г/моль}$$

Приклад 7. Обчисліть електродний потенціал цинку, зануреного в розчин його солі, де концентрація іонів Zn^{2+} становить 0,01 моль/л.

Розв'язування.

Обчислення електродного потенціалу робимо за рівнянням

Нернста, а саме:

$$\varphi_{Zn^{2+}/Zn} = \varphi_{Zn^{2+}/Zn}^0 + \frac{0,059}{2} \lg [Zn^{2+}].$$

З таблиці ряду напруг стандартний електродний потенціал цинку

$$\varphi_{Zn^{2+}/Zn}^0 = -0,76 \text{ В, тоді}$$

$$\varphi_{Zn^{2+}/Zn} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-2} = -0,76 - 0,059 = -0,819 \text{ В.}$$

Приклад 8. Визначте електродний потенціал заліза, що міститься в 0,1М розчині $FeSO_4$, якщо ступінь електролітичної дисоціації солі $\alpha = 60 \%$.

Розв'язування.

Визначаємо концентрацію іонів Fe^{2+} у розчині таким чином:

$$[\text{Fe}^{2+}] = C_M \alpha k = 0,1 \cdot 0,6 \cdot 1 = 0,06 \text{ моль/л.}$$

Електродний потенціал заліза

$$\varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = \varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 + \frac{0,059}{2} \lg 6 \cdot 10^{-2} = -0,44 + \frac{0,059}{2} (-1,2218) = -0,476 \text{ В.}$$

Приклад 9. Процес, що відбувається на платиновому електроді,

виражається таким рівнянням: $\text{Fe}^{3+} + 1\bar{e} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$.

Визначте окисно-відновний потенціал електрода, якщо $[\text{Fe}^{3+}] = 0,1 \text{ моль/л}$

$[\text{Fe}^{2+}] = 5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$, а $\varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = 0,771 \text{ В}$.

Розв'язування.

Визначаємо окисно-відновний потенціал даної системи за рівнянням Нернста, тобто

$$\varphi_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = \varphi_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^0 + \frac{0,059}{1} \lg \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]} = 0,771 + 0,059 \lg \frac{10^{-1}}{5 \cdot 10^{-3}} = 0,847 \text{ В.}$$

Приклад 10. Визначте потенціал водневого електрода, зануреного в розчин, рН якого дорівнює 2,4.

Розв'язування.

Потенціал водневого електрода

$$\varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = -0,059 \cdot \text{pH} = -0,059 \cdot 2,4 = -0,142 \text{ В.}$$

Приклад 11. Гальванічний елемент складається із свинцевого електрода, зануреного у 0,025М розчин плюмбум (ІІ) нітрату, ступінь дисоціації якого $\alpha_1 = 72 \%$, і магнієвого електрода, зануреного у 0,005М розчин магній нітрату, ступінь дисоціації якого $\alpha_2 = 88 \%$. Обчисліть ЕРС цього елемента, запишіть рівняння електродних процесів та складіть його схему.

Розв'язування.

Для визначення ЕРС елемента треба обчислити електродні потенціали. Значення стандартних електродних потенціалів беремо з таблиці напруг металів, тобто

$$\varphi_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}}^0 = -0,13 \text{ В}, \quad \varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}^0 = -2,36 \text{ В}.$$

Визначаємо концентрації іонів Pb^{2+} і Mg^{2+} у розчинах солей таким чином:

$$[\text{Pb}^{2+}] = C_1 \cdot \alpha_1 \cdot k = 0,025 \cdot 0,72 \cdot 1 = 1,8 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л};$$

$$[\text{Mg}^{2+}] = C_2 \cdot \alpha_2 \cdot k = 0,005 \cdot 0,88 \cdot 1 = 4,4 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}.$$

За рівнянням Нернста розраховуємо значення електродних потенціалів, а саме:

$$\begin{aligned} \varphi_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} &= \varphi_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg [\text{Pb}^{2+}] = -0,13 + \frac{0,059}{2} \lg 1,8 \cdot 10^{-2} = -0,13 - 0,05 = \\ &= -0,18 \text{ В}; \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}} &= \varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg [\text{Mg}^{2+}] = -2,36 + \frac{0,059}{2} \lg 4,4 \cdot 10^{-3} = -2,36 - 0,07 = \\ &= -2,43 \text{ В}. \end{aligned}$$

Оскільки $\varphi_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} > \varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}$, то в гальванічному елементі свинцевий електрод є катодом і на ньому триває процес відновлення:



а магнієвий електрод є анодом, на якому відбувається процес окиснення:



Обчислюємо ЕРС елемента таким чином:

$$E = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{а}} = \varphi_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} - \varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}} = -0,18 - (-2,43) = 2,25 \text{ В} > 0.$$

Схема даного елемента виглядає таким чином:



або в іонному вигляді:



Приклад 12. При проходженні струму силою 2,5 А крізь розчин хлориду двовалентного металу за 30 хв на катоді виділилося 2,77 г металу, якщо $\eta(\text{Me}) = 100 \%$. Визначте, який це метал, запишіть рівняння електродних реакцій.

Розв'язування.

Згідно із першим законом Фарадея визначаємо молярну

масу еквівалента металу за такою формулою $M_{\text{ек}}(\text{Me}) = \frac{m F}{I t}$, а після підстановки в неї таких значень: $m(\text{Me}) = 2,77 \text{ г}$, $I = 2,5 \text{ А}$, $t = 30 \text{ хв} = 1800 \text{ с}$, $F = 96500 \text{ Кл/моль}$, отримуємо шуканий результат, тобто

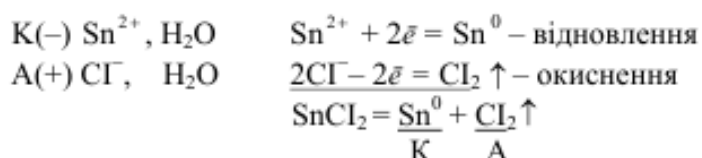
$$M_{\text{ек}}(\text{Me}) = \frac{2,77 \cdot 96500}{2,5 \cdot 1800} = 59,4 \text{ г/моль.}$$

Молярну масу металу обчислюємо за такою формулою:

$M(\text{Me}) = M_{\text{ек}}(\text{Me}) \cdot V$, де V – валентність металу.

Отже, $M(\text{Me}) = 59,4 \cdot 2 = 118,8 \text{ г/моль}$, тобто на катоді виділилось олово (Sn).

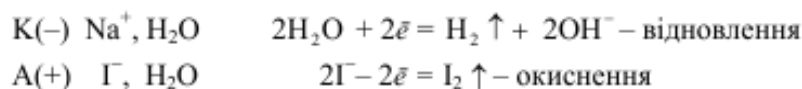
Схема електролізу розчину SnCl_2 має такий вигляд:



Приклад 13. Крізь водний розчин натрій йодиду пропустили струм силою 2,5 А протягом чотирьох годин. Обчисліть об'єм газу, що виділяється на катоді за нормальних умов.

Розв'язування.

Схема електролізу розчину NaI має такий вигляд:



Отже, на катоді виділяється водень, об'єм якого розраховуємо відповідно до першого закону Фарадея, підставляючи у формулу такі значення:

$V_{\text{ек}}(\text{H}_2) = 11,2 \text{ л/моль}$; $I = 2,5 \text{ А}$, $t = 4,0 \text{ год} = 14400 \text{ с}$, тоді

$$V(\text{H}_2) = \frac{V_{\text{ек}}(\text{H}_2) I t}{F} = \frac{11,2 \cdot 2,5 \cdot 14400}{96500} = 4,18 \text{ л.}$$

Приклад 14. При електролізі цинк сульфату протягом 1 год 40 хв на катоді виділилося 7,8456 г металу. Вихід за струмом $\eta(\text{Zn}) = 77,2 \%$. Визначте силу

струму, при якому відбувався процес електролізу.

Розв'язування. За умовою задачі $\eta(\text{Zn}) = 77,2 \%$. Визначаємо масу цинку, яка повинна була б виділитися на катоді:

$$m(\text{Zn}) = \frac{7,8456 \cdot 100}{77,2} = 10,1627 \text{ г.}$$

Молярна маса еквівалента цинку $M_{\text{ек}}(\text{Zn}) = 65,4 : 2 = 32,7 \text{ г/моль}$.

Згідно із першим законом Фарадея сила струму визначається за такою формулою:

$$I = \frac{m F}{M_{\text{ек}}(\text{Zn}) t}.$$

Підставляємо в цей вираз такі дані: $m(\text{Zn}) = 10,1627 \text{ г}$; $M_{\text{ек}}(\text{Zn}) = 32,7 \text{ г/моль}$, $t = 1 \text{ год } 40 \text{ хв} = 6000 \text{ с}$. Отримуємо шуканий результат:

$$I = \frac{10,1627 \cdot 96500}{32,7 \cdot 6000} = 5,0 \text{ А.}$$

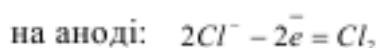
Практичне заняття №7.
Тема: «Легкі конструкційні метали.»

Приклади розв'язування типових задач.

Приклад 1. Напишіть реакції одержання легких конструкційних металів та назвіть способи їх одержання.

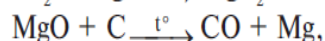
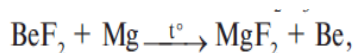
Відповідь: Найважливіший спосіб одержання металів ІІА групи є електроліз розплаву їх хлоридів у суміші з NaCl (Be), KCl (Mg) .

Наприклад, електроліз розплаву $MgCl_2$ (електрометалургія).



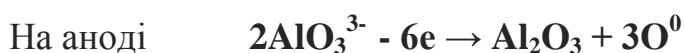
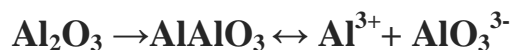
Електроліз розплаву $BeCl_2$ проходить аналогічно.

Використовують також відновлення оксидів і фторидів металів алюмінієм, магнієм (металотермія) , вуглецем (карбометалургія):

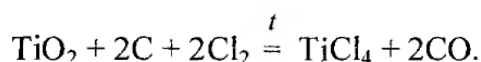


Алюміній одержують електролітично з бокситу $Al_2O_3 \cdot nH_2O$. Al_2O_3 розчиняють у розплаві кріоліту Na_3AlF_6 для зниження температури плавлення електроліту і поліпшення перебігу процесу. Проводять електроліз при 800—1000 °C (електрометалургія).

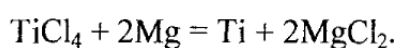
Схема електролізу розплава Al_2O_3 має вигляд



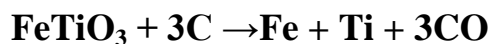
Для добування титану руду спочатку збагачують і виділяють з неї TiO_2 який перетворюється на $TiCl_4$ за реакцією:



Тетрахлорид титану відновлюють магнієм або натрієм (металотермія)



Із ільменіта одержують феротитан відновленням коксом (карбометалургія).



Приклад 2. Назвіть основні руди легких конструкційних металів.

Відповідь: Берилій зустрічається у вигляді мінералу берилу. Берил — алюмосилікат берилію $3\text{BeO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ (або, що те ж саме, $\text{Be}_3\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_6$), має колір, який залежить від домішок. Монокристали берилу, що містять хром, відомі як коштовне каміння — смарагди, які містять домішку Fe(III) — блакитно-зелені аквамарини.

Магній найчастіше зустрічається у вигляді осадових порід — магнезиту MgCO_3 і доломіту $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$.

Алюміній — один з найпоширеніших елементів. Він займає перше місце серед металів і третє місце після кисню і кремнію. У зв'язку з високою хімічною активністю алюміній у вільному стані в природі не зустрічається.

Найбільш доступні поклади гідратів оксиду алюмінію типу *бокситів* $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, а також поклади *кріоліту* Na_3AlF_6 . Проте більша частина алюмінію міститься в алюмосилікатах, з яких в основному сформована земна кора. їм відповідають такі мінерали як *каолін* $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ і *нефелін* $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$.

Титан перебуває у природі тільки у вигляді сполук: рутил TiO_2 , ільменіт FeTiO_3 .

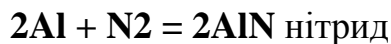
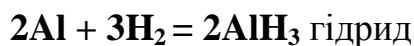
Приклад 3. Напишіть реакції взаємодії з неметалами алюмінію та назвіть утворені сполуки.

Відповідь: $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$, оксид

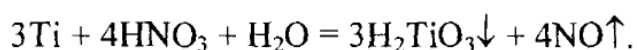
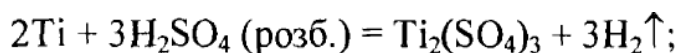
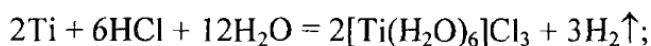
$2\text{Al} + 3\text{S} = \text{Al}_2\text{S}_3$, сульфід

$2\text{Al} + 3\text{I}_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} 2\text{AlI}_3$, йодид

$4\text{Al} + 3\text{C} = \text{Al}_4\text{C}_3$ карбід



Приклад 4. Напишіть реакції взаємодії титану з кислотами



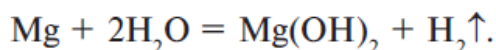
Приклад 5. Напишіть реакції взаємодії легких конструкційних металів з водою.

Відповідь: З водою берилій практично не взаємодіє, магній повільно розчиняється у киплячій воді:



Магній хімічно активний, але з холодною водою взаємодіє дуже повільно.

Киплячу воду розкладає з виділенням водню:



За звичайних умов алюміній не взаємодіє з водою. Поверхня алюмінію покрита оксидною захисною плівкою.

Внаслідок втрати захисної плівки алюміній активно взаємодіє з водою з утворенням гідроксиду алюмінію та виділенням бульбашок водню:



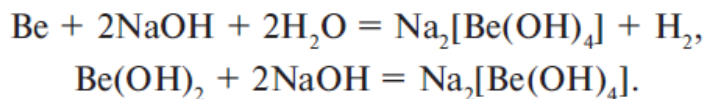
Титан стійкий проти корозії на повітрі завдяки наявності на поверхні металу захисної оксидної плівки **TiO₂**.

Приклад 6. Які з наведених сполук легких конструкційних металів проявляють амфотерні властивості: Al(OH)₃, TiO₂, Be(OH)₂, MgO?

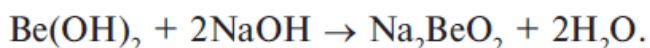
Відповідь: Проявляють амфотерні властивості: гідроксид алюмінію Al(OH)₃, оксид титану(IV) TiO₂, гідроксид берилію Be(OH)₂.

Приклад 7. Доведіть реакціями амфотерні властивості гідроксиду берилію.

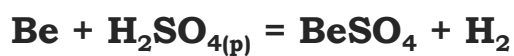
Відповідь: Гідроксид берилію має типові амфотерні властивості, тому розчиняється у сильних основах з утворенням тетрагідроксоберилат(II)-іону:



При сплавленні з лугами утворюються берилати лужних металів.



Гідроксид берилію також взаємодіє з кислотами



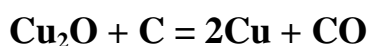
Практичне заняття №8.

Тема: «Кольорові конструкційні метали.»

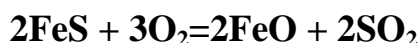
Приклади розв'язування типових задач.

Приклад 1. Напишіть реакції одержання кольорових конструкційних металів та назвіть способи їх одержання.

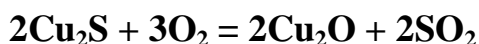
Відповідь: **Мідь.** З кисневмісних руд мідь безпосередньо відновлюють вугіллям (коксом),



а сульфідні руди перш за все випалюють на повітрі.

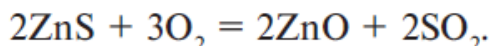


Оксид заліза в вигляді шлаку спливає на поверхню і зливається. До утвореного при цьому рідкого шлаку, який містить Cu_2S , додають флюс та продувають повітрям. Внаслідок цього відбувається вигорання сірки та виділення металічної міді.

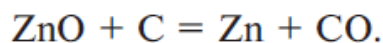


Виплавка чорнової міді відбувається в горизонтальних конвекторах з боковим дуттям продувкою штейну повітрям. Температура в конвертері становить 1200-1300 °С. Чорнову мідь очищають електролізом з розчинним анодом із чорнової міді..

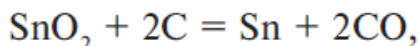
Цинк. Для одержання цинку руду піддають окиснювальному випалюванню:



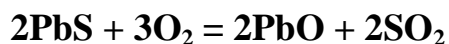
Утворений оксид цинку відновлюють вуглецем.



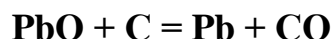
Олово добувають, відновлюючи його оксид коксом:



Свинець. Для одержання свинцю руду піддають окиснювальному випалюванню:



Утворений оксид свинцю відновлюють вуглецем.



Приклад 2. Назвіть основні руди кольорових конструкційних металів.

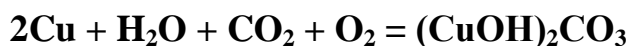
Відповідь: Мідь найчастіше знаходиться у природі у формі сульфідів (Cu_2S — *мідний блиск*, CuFeS_2 — *мідний колчедан*) та кисневмісних сполук (Cu_2O — *куп. рит*, $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ — *малахіт*).

Цинк. Основний мінерал металу: *сфалерит* ZnS (цинкова обманка)

Sn та Pb малопоширені елементи. Основною формою природних покладів олова є мінерал *каситерит* SnO_2 (олов'яний камінь), а свинцю — *галеніт* PbS (свинцевий блиск).

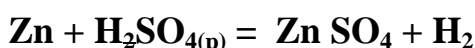
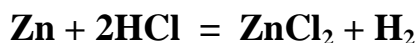
Приклад 3. Чому мідь на повітрі поступово вкривається зеленою плівкою?

Відповідь: Хоча мідь малоактивна, але у вологому повітрі вона поступово вкривається зеленою плівкою гідроксокарбонату міді(II) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$.

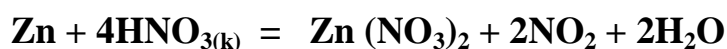
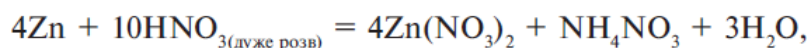


Приклад 4. Напишіть реакції взаємодії цинку з кислотами

Відповідь:



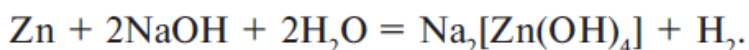
Нітратна кислота розчиняє метал в залежності від концентрації за рівняннями:



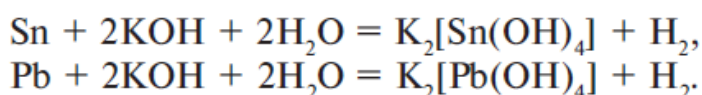
Приклад 5. Напишіть реакції взаємодії кольорових конструкційних металів з лугами.

Відповідь: У зв'язку з тим, що мідь не має амфотерних властивостей, вона не розчиняється у лугах.

Цинк має амфотерні властивості, він розчиняється не лише в кислотах, а і у лугах з утворенням тетрагідроксоцинкат(II)-іону:



Так як олово та свинець — амфотерні елементи (свинець у меншій мірі), при нагріванні вони взаємодіють з водними розчинами лугів, утворюючи відповідні гідроксокомплекси:



Приклад 6. Які основні сплави міді Ви знаєте?

Відповідь: До мідних сплавів належать:

-олов'яні (олов'янисті) бронзи або просто бронзи — сплави міді з оловом,
-бронзи безолов'яні: алюмінієва; кремниста; марганцева; кадмієва; магнієва ; ;берилієва .

-латуні — сплав міді з цинком із вмістом до 45% Zn.

-абіссінське золото — корозійно стійкий мідний сплав, що імітує золото за кольором; містить 88% Cu, 11,5% Zn і 0,5% Au^[6]. Додавання 0,5% Au сприяє тривалішому збереженню блиску без потемніння;

-північне золото — мідно-алюмінієвий сплав золотистого кольору (склад: мідь — 89%, алюміній — 5%, цинк — 5%, олово — 1%), з якого виготовляють монети вартістю 10, 20 і 50 євроцентів;

-мельхіор — група сплавів на основі міді переважно з нікелем (5-30%), а також з Fe (приблизно 1%) та Mn (біля 1%), монетний сплав.

-константан — сплав міді з нікелем (40%), марганцем (1,5%) і домішками деяких інших елементів. Характеризується сталістю електричного опору при зміні температури;

-манганін — термостабільний сплав на основі міді (близько 85%) з додаванням марганцю (Mn) (11,5—13,5%) та нікелю (Ni) (2,5—3,5%). Характеризується надзвичайно малою зміною електричного опору в області кімнатних температур;

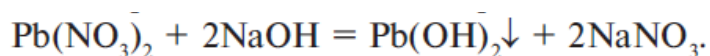
-нейзильбер — сплав міді з 5-35% нікелю і 13-45% цинку. Характеризується корозійною стійкістю, підвищеною міцністю і пружністю після деформації, задовільною пластичністю в гарячому й холодному стані.

Приклад 7. Напишіть формули оксидів та гідроксидів свинцю і реакції їх властивостей.

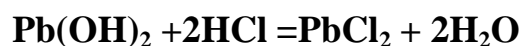
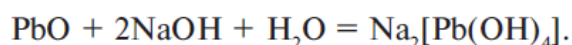
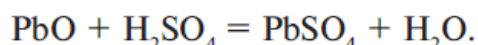
Відповідь: Для Pb відомі оксиди типу EO і EO₂. При нагріванні простих речовин на повітрі утворюється монооксид свинцю PbO. Крім PbO свинець утворює PbO₂, Pb₂O₃ і Pb₃O₄. Останні два оксиди слід розглядати як змішані оксиди свинцю PbO • PbO₂ і 2Pb • PbO₂. Оскільки для свинцю більш характерний двовалентний стан, то більш стійким оксидом є PbO.

Усі оксиди амфотерні малорозчинні у воді, тому відповідні їм гідроксиди можна одержати непрямым шляхом.

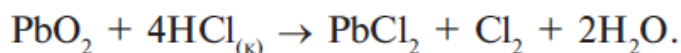
Реакція одержання гідроксиду Pb(II).



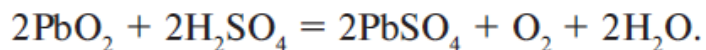
Реакції властивостей оксиду та гідроксиду Pb(II)



При дії концентрованої HCl на PbO₂ утворюється PbCl₄ — жовта важка рідина, яка легко розкладається на PbCl₂ і Cl₂:

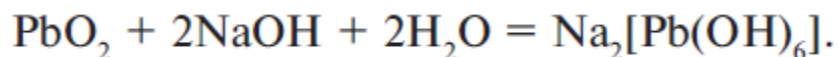


З концентрованою сірчаною кислотою PbO_2 реагує з виділенням O_2 :



Це окиснювально-відновні реакції, в яких роль окисника виконує PbO_2 .

Оксид свинцю(IV) амфотерний з перевагою кислотних властивостей:



Оксиду PbO_2 відповідає дуже слабка плюмбатна кислота (H_2PbO_3), а оксиду PbO - плюмбітна кислота (H_2PbO_2).

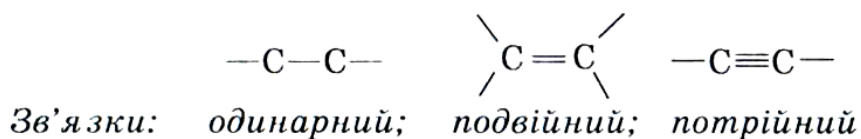
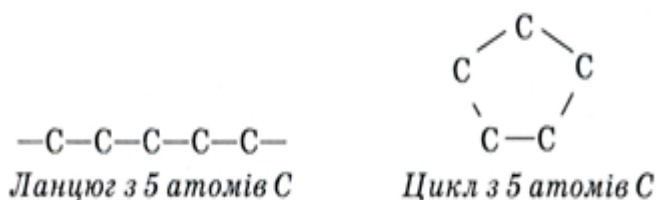
Практичне заняття №9.

Тема: «Поняття про низькомолекулярні органічні сполуки.»

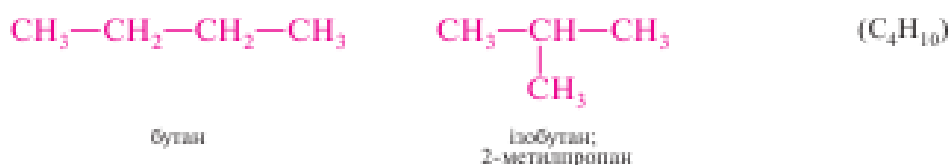
Приклади розв'язування типових задач.

Приклад 1. Пояснити різноманітність та багато чисельність органічних сполук?

Різнманітність органічних сполук значною мірою обумовлено здатністю атомів вуглецю утворювати ковалентні зв'язки один з одним. Внаслідок високої міцності зв'язків вуглець - вуглець утворюються ланцюги, що складаються з великого числа атомів вуглецю. Ланцюги можуть бути як відкритими, так і замкнутими (цикли). Зв'язки вуглець – вуглець можуть бути одинарними, подвійними та потрійними.



Різнманітність органічних сполук також обумовлено явищем ізомерії, яке приводить до існування речовин однакових за складом і молекулярною масою, але різних за структурою і просторовим розташуванням атомів.

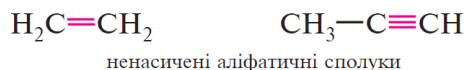
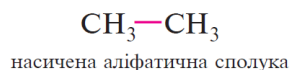


Приклад 2. Поясніть класифікацію вуглеводнів.

Молекули найпростіших органічних сполук складаються лише з атомів вуглецю (Карбону) і атомів водню (Гідрогену), тому їх називають **вуглеводнями**. Загальна формула будь-якого вуглеводню C_xH_y , де x — будь-яке ціле число, y — якесь парне число.

Залежно від структури вуглецевого скелета всі органічні сполуки поділяють на дві групи: *ациклічні* та *циклічні*. До ациклічних (їх ще називають *аліфатичними*) належать речовини з відкритим (незамкненим) ланцюгом. За будовою вуглеводневого скелета молекули розрізняють *насичені* і *ненасичені*

аліфатичні сполуки. Насичені містять тільки прості зв'язки, ненасичені — кратні (подвійні і потрійні) Карбон-Карбонові зв'язки:



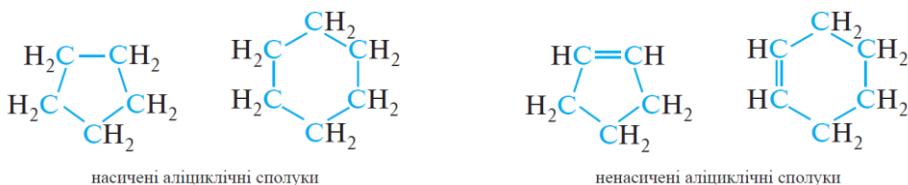
Циклічні органічні сполуки містять у своїй структурі замкнені ланцюги атомів — цикли. Залежно від природи атомів, що входять до складу циклу, їх поділяють на карбоциклічні та гетероциклічні сполуки.

У молекулах карбоциклічних сполук цикли складаються лише з атомів Карбону:

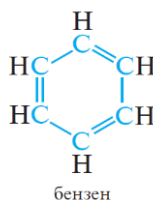


Група карбоциклів поєднує два типи органічних речовин, що істотно відрізняються за хімічними властивостями, — *аліциклічні* та *ароматичні*.

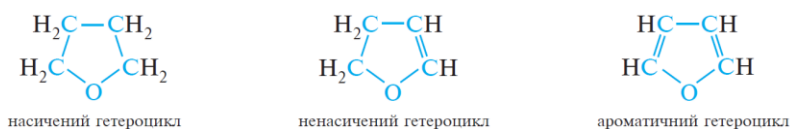
До аліциклічних сполук належать карбоцикли, що не мають ароматичного характеру. Аліциклічні сполуки за ступенем насиченості поділяють на *насичені* та *ненасичені*:



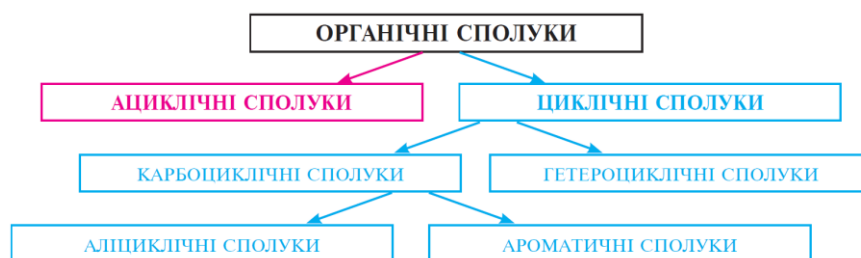
Для ароматичних сполук характерна наявність ароматичної системи. Родоначальником ароматичних сполук є бензен.




У гетероциклічних сполуках цикли крім атомів Карбону містять атоми інших елементів (частіше N, O, S). Гетероциклічні сполуки можуть бути *насиченими*, *ненасиченими* та *ароматичними*:



Усе вищевикладене можна зобразити у вигляді схеми та таблиці :



Таблиця. Класифікація вуглеводнів.

Тип вуглеводню	Ознака	Позначення за систематичною номенклатурою
АЦИКЛІЧНІ (аліфатичні, жирні) — насичені (алкани)	Відкритий ланцюг атомів Карбону. Атоми Карбону сполучені між собою тільки одинарними зв'язками	... —ан етан CH_3-CH_3
— ненасичені:	Між атомами Карбону є кратні зв'язки:	
етиленові (алкени)	Між атомами Карбону в ланцюзі є один подвійний зв'язок	... —ен етен $\text{CH}_2=\text{CH}_2$
дієнові (алкадієни)	Між атомами Карбону в ланцюзі є два подвійні зв'язки	... -диєн(дієн) Бутадієн -1,3 $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$
ацетиленові (алкіни)	Між атомами Карбону в ланцюзі є один потрійний зв'язок	... -ин (ін) $\text{CH}\equiv\text{CH}$ етин
КАРБОЦИКЛІЧНІ аліциклічні	Замкнений карбоновий ланцюг (цикл). За властивостями та будовою подібні до ациклічних	ЦИКЛО " $\begin{pmatrix} \text{H}_2\text{C}-\text{CH}_2 \\ \quad \\ \text{H}_2\text{C}-\text{CH}_2 \end{pmatrix}$ — циклобутан
ароматичні	Мають бензенове кільце. За будовою формально ненасичені, але проявляють властивості насичених вуглеводнів	Бензен 

Приклад 3. Напишіть відомі класи органічних сполук та назвіть їх функціональні групи.

При заміщенні у вуглеводнях одного або кількох атомів Карбону на функціональну групу утворюються інші класи органічних сполук.

Функціональна група — структурний фрагмент молекули, що визначає її хімічні властивості. Наприклад, властивості алкенів визначаються насамперед присутністю подвійного вуглець-вуглецевого зв'язку, карбонових кислот — карбоксильної групи $-\text{COOH}$, спиртів — наявністю гідроксилу $-\text{OH}$ і т. д. За природою функціональної групи вуглеводні поділяються на різноманітні класи органічних сполук, основні з яких наведені в таблиці.

Класи органічних сполук

Назва класу	Загальна формула	Функціональна група	
		позначення	назва
Галогенопохідні вуглеводнів	$R-Hal$	$-Hal$ ($-F, -Cl, -Br, -I$)	Галоген
Спирти, феноли	$R-OH$	$-OH$	Гідроксильна
Альдегіди	$R-CHO$	$-C \begin{smallmatrix} O \\ \parallel \\ H \end{smallmatrix}$	Альдегідна
Кетони	$R \begin{smallmatrix} \diagup \\ \diagdown \end{smallmatrix} C=O$	$>C=O$	Кетогрупа
Карбонові кислоти	$R-COOH$	$-C \begin{smallmatrix} O \\ \parallel \\ OH \end{smallmatrix}$	Карбоксильна
Нітросполуки	$R-NO_2$	$-N \begin{smallmatrix} O \\ \parallel \\ O^- \end{smallmatrix}$	Нітрогрупа
Аміни	$R-NH_2$	$-NH_2$	Аміногрупа

Приклад 4. Вкажіть відповідність сполуки і класу до якого вона відноситься:

- | | |
|-----------------------------|-----------------------|
| 1) $CH_3 - CH_2 - NH_2$; | а) спирти; |
| 2) $C_2H_5 - CO - CH_3$; | б) кетони; |
| 3) $CH_3 - CH(OH) - CH_2$; | в) карбонові кислоти; |
| 4) $CH_3 - CH_2 - COOH$; | г) аміни; |

Відповідь: 1г, 2б, 3а, 4в

Приклад 5. Вкажіть відповідність формул і типів вуглеводнів:

- | | |
|------------------------------|---------------|
| 1) $CH_3 - CH_2 - CH_3$; | а) алкени; |
| 2) $CH_2 = CH - CH_3$; | б) алкани; |
| 3) $CH \equiv C - CH_3$; | в) алкадієни; |
| 4) $CH_2 = CH - CH = CH_2$; | г) алкіни. |

Відповідь: 1б, 2а, 3г, 4в.

Приклад 6. Вкажіть відповідність функціональної групи та суфікса, який вона надає назві органічної сполуки за систематичною номенклатурою:

Функціональна група

- а) $-COOH$;
 б) $-OH$;
 в) $-CONH_2$;
 г) $=CO$;

Суфікс

- 1) -ол;
 2) -ова;
 3) -он;
 4) -аль;

Відповідь: а2, б1, в4, г3.